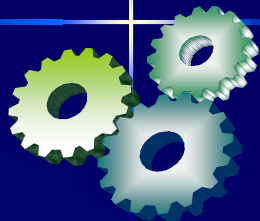


Wykład z Chemii Ogólnej i Nieorganicznej



Część 3. Układy dyspersyjne

Równowagi w wodnych roztworach elektrolitów

3.3. Hydroliza, bufory

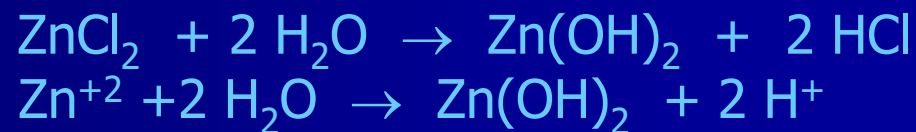
Katedra Chemii Fizycznej
Collegium Medicum w Bydgoszczy
Uniwersytet Mikołaja Kopernika w Toruniu
Prof. dr hab. n.chem. Piotr Cysewski
piotr.cysewski@cm.umk.pl
www.chemfiz.cm.umk.pl/dydaktyka

Hydroliza

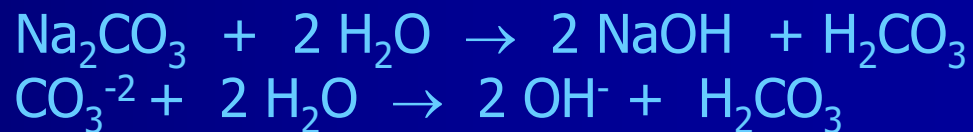
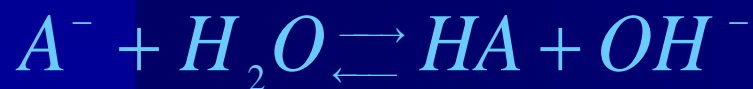
reakcja hydrolizy, która przebiega między wodą a odpowiednimi solami
roztwory hydrolizujące mają odczyn:

- zasadowy dla soli słabych kwasów i mocnych zasad
- kwaśny dla soli mocnych kwasów i słabych zasad
- obojętny dla soli słabych kwasów i słabych zasad.

Mechanizm hydrolizy kationowej - odczyn kwaśny



Mechanizm hydrolizy anionowej - odczyn alkaliczny



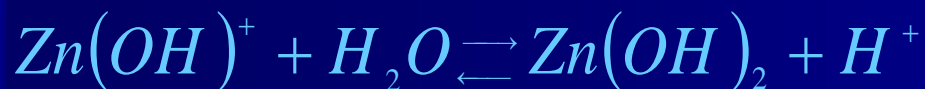
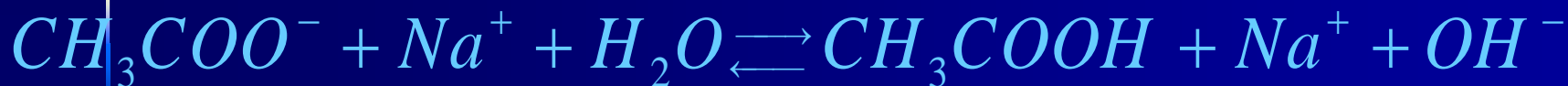
Podsumowanie:

sól	odczyn	typ hydrolizy
mocnej zasady i mocnego kwasu	obojętny	brak
słabej zasady i mocnego kwasu	kwasowy	kationowa
mocnej zasady i słabego kwasu	zasadowy	anionowa
słabej zasady i słabego kwasu	słabo zasadowy, słabo kwasowy lub obojętny	kationowo-anionowa
	jeśli $K_a < K_b$, to przeważa charakter zasadowy jeśli $K_a > K_b$, to przeważa charakter kwasowy $K_a(\text{NH}_4^+) = 5.6 \times 10^{-10}$ $K_b(\text{CN}^-) = 2.0 \times 10^{-5}$ odczyn wodnego roztworu NH_4CN jest zasadowy	



Przykład:

Określić odczyn roztworów poniższych soli: octan sodu, chlorek amonowy, węglan potasowy, azotan cynkowy, siarczek glinowy



Niektóre sole, ze względu na całkowitą hydrolizę nie istnieją w wodzie, np.:



ILOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Stopień hydrolizy β

wskazuje, jaka część ogólnej liczby rozpuszczonych cząsteczek soli uległa hydrolizie. Stopień hydrolizy (określa całkowity ułamek soli, która ulega hydrolizie, czyli jest to stosunek liczby cząsteczek zhydrolizowanych do wszystkich cząsteczek w roztworze.

Stała hydrolizy K_h

stała równowagi procesu hydrolizy (odwrotnego do zobojętniania) zależy ona od :

- od temperatury (jest stała w stałej temperaturze ponieważ iloczyn jonowy wody także zależy od temperatury)
- odwrotnie proporcjonalnie od stałej dysocjacji słabego kwasu
- od rodzaju soli; im słabszy kwas, tzn. im mniejsza (K_A), tym większa stała hydrolizy (K_h) i tym silniejsza jest ta hydroliza.
- stała hydrolizy nie zależy od stężenia soli.

ILOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Hydroliza soli mocnej zasady i słabego kwasu



zasada 1

kwas 2

kwas 1

zasada 2

Stała hydrolizy

$$K = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_2O]}$$

$$K_h = K \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH] K_w}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

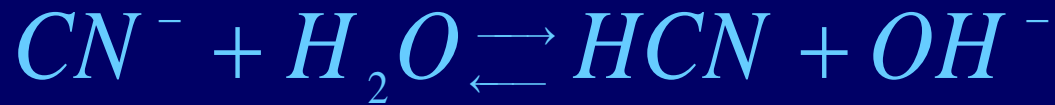
$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{c_s}}$$

Stała hydrolizy soli słabego kwasu i mocnej zasady równa jest stosunkowi iloczynu jonowego wody i stałej dysocjacji słabego kwasu.

c_s – stężenie soli

IŁOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Hydroliza soli mocnej zasady i słabego kwasu



Stopień hydrolizy

$$\begin{aligned} [CN^-] &= c_s (1 - \beta) \\ [HCN] &= c_s \cdot \beta \\ [OH^-] &= c_s \cdot \beta \end{aligned} \quad K_h = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]} = \frac{c_s \cdot \beta \cdot c_s \cdot \beta}{c_s (1 - \beta)} = \frac{c_s^2 \cdot \beta^2}{c_s (1 - \beta)} = \frac{c_s \cdot \beta^2}{1 - \beta}$$

Jeżeli stopień hydrolizy $\beta \ll 1$, to $K_h \approx c_s \cdot \beta$

Stopień hydrolizy soli słabego kwasu i mocnej zasady zależy odwrotnie proporcjonalnie od wielkości stałej dysocjacji kwasu i odwrotnie proporcjonalnie od stężenia soli. (zwiększa się wraz z rozcieńczeniem). Zależy też od rodzaju kwasu, od którego pochodzi sól (K_A).

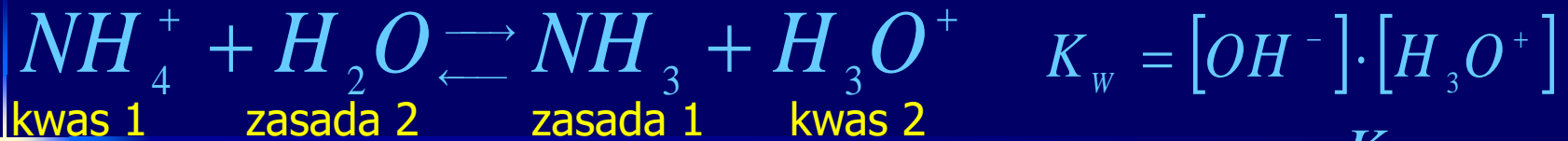
$$\beta = \sqrt{\frac{K_h}{c_s}}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_A}$$

$$\beta = \sqrt{\frac{K_w}{K_A \cdot c_s}}$$

ILOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Hydroliza soli słabej zasady i mocnego kwasu



$$K_w = [OH^-] \cdot [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

Stała hydrolizy

$$K_h = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$K_{NH_3} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_B}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_{NH_3}}$$

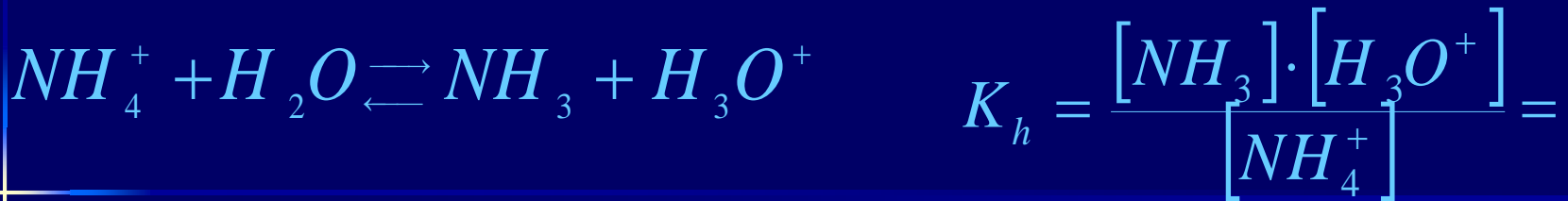
$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot c_s}{K_B}}$$

Stała hydrolizy soli mocnego kwasu i słabej zasady równa jest stosunkowi iloczynu jonowego wody i stałej dysocjacji słabej zasady

$$pH = -\lg[H^+]$$

IŁOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Hydroliza soli słabej zasady i mocnego kwasu



Stopień hydrolizy

$$[NH_4^+] = c_s (1 - \beta) \quad = \frac{c_s \cdot \beta \cdot c_s \cdot \beta}{c_s (1 - \beta)} = \frac{c_s^2 \cdot \beta^2}{c_s (1 - \beta)} = \frac{c_s \cdot \beta^2}{1 - \beta}$$

$$[NH_3] = c_s \cdot \beta$$

$$[H_3O^+] = c_s \cdot \beta$$

Jeżeli stopień hydrolizy $\beta \ll 1$, to $K_h \approx c_s \cdot \beta$

Stopień hydrolizy soli słabej zasady i mocnego kwasu zależy odwrotnie proporcjonalnie od wielkości stałej dysocjacji zasady i odwrotnie proporcjonalnie od stężenia soli. (zwiększa się wraz z rozcieńczeniem). Zależy też od rodzaju zasady, od którego pochodzi sól (K_B).

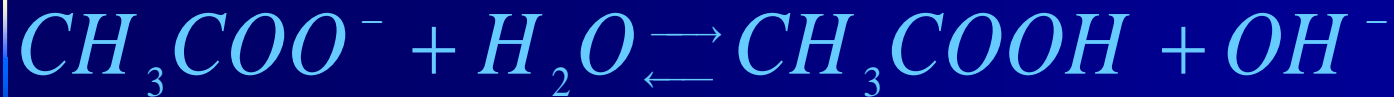
$$\beta = \sqrt{\frac{K_h}{c_s}}$$

$$K_h = \frac{K_W}{K_B}$$

$$\beta = \sqrt{\frac{K_W}{K_B \cdot c_s}}$$

ILOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Hydroliza soli słabej zasady i słabego kwasu



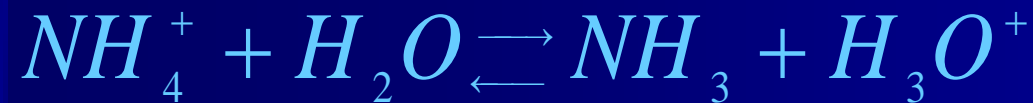
zasada 1

kwas 2

kwas 1

zasada 2

$$K_{CH_3COOH} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$



kwas 1

zasada 2

zasada 1

kwas 2

$$K_{NH_3} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

IŁOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Hydroliza soli słabej zasady i słabego kwasu

$$K_A \cdot K_B = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+] \cdot [NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[CH_3COOH] \cdot [NH_3]}$$

$$K_A \cdot K_B = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [NH_4^+] \cdot K_w}{[CH_3COOH] \cdot [NH_3]} \quad K_w = [OH^-] \cdot [H^+]$$

$$\frac{1}{K_h} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [NH_4^+]}{[CH_3COOH] \cdot [NH_3]}$$

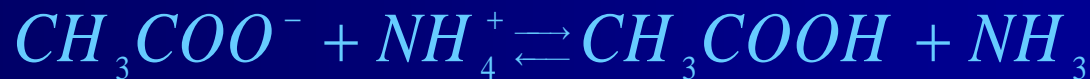
$$K_h = \frac{K_w}{K_A \cdot K_B}$$

Stała hydrolizy soli słabego kwasu i słabej zasady jest tym większa, im mniejsze są wartości stałych dysocjacji słabej zasady i słabego kwasu, czyli im słabsza jest zasada i kwas.

IŁOŚCIOWY OPIS HYDROLIZY

Hydroliza soli słabej zasady i słabego kwasu

Stopień hydrolizy



$$[CH_3COO^-] = c_s(1 - \beta)$$

$$[NH_4^+] = c_s(1 - \beta)$$

$$[CH_3COOH] = c_s \cdot \beta$$

$$[NH_3] = c_s \cdot \beta$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH] \cdot [NH_3]}{[CH_3COO^-] \cdot [NH_4^+]} = \frac{c_s \cdot \beta \cdot c_s \beta}{c_s(1 - \beta) \cdot c_s(1 - \beta)} =$$

Jeżeli stopień hydrolizy $\beta \ll 1$, to $K_h = \beta^2$

$$\beta = \sqrt{K_h}$$

$$K_h = \frac{c_s^2 \cdot \beta^2}{c_s^2(1 - \beta)}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_A \cdot K_B} \quad \beta = \sqrt{\frac{K_w}{K_A \cdot K_B}}$$

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Obliczanie pH roztworu soli słabego kwasu i mocnej zasady



zasada 1 kwas 2 kwas 1 zasada 2

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_A}$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_A}$$

$$\frac{[\text{OH}^-]^2}{c_s} = \frac{K_w}{K_A}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot c_s}{K_A}}$$

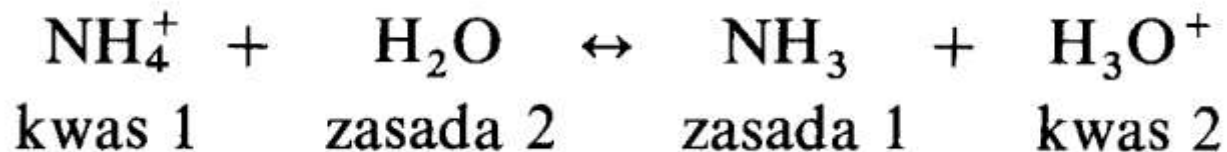
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot c_s}$$

$$pOH = -\lg [\text{OH}^-]$$

$$pH = 14 - pOH$$

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Obliczanie pH roztworu soli mocnego kwasu i słabej zasady



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_B}$$

$$\frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_B}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_s} = \frac{K_w}{K_B}$$

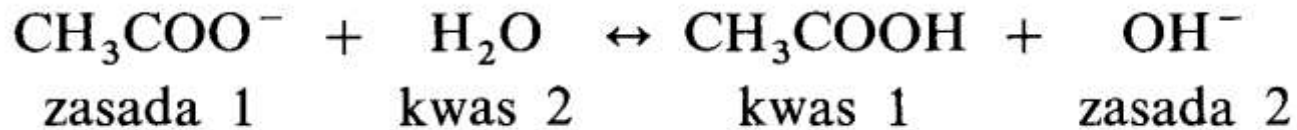
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot c_s}{K_B}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot c_s}{K_B}}$$

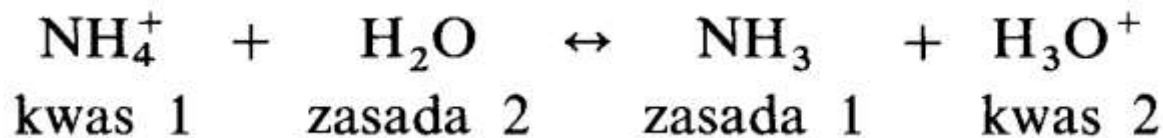
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Obliczanie pH roztworu soli słabego kwasu i słabej zasady



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

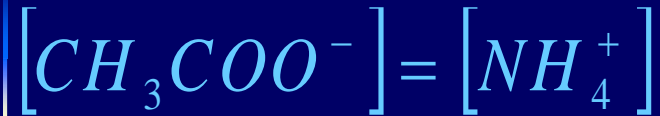


$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$\frac{K_B}{K_A} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}$$

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Obliczanie pH roztworu soli słabego kwasu i słabej zasady



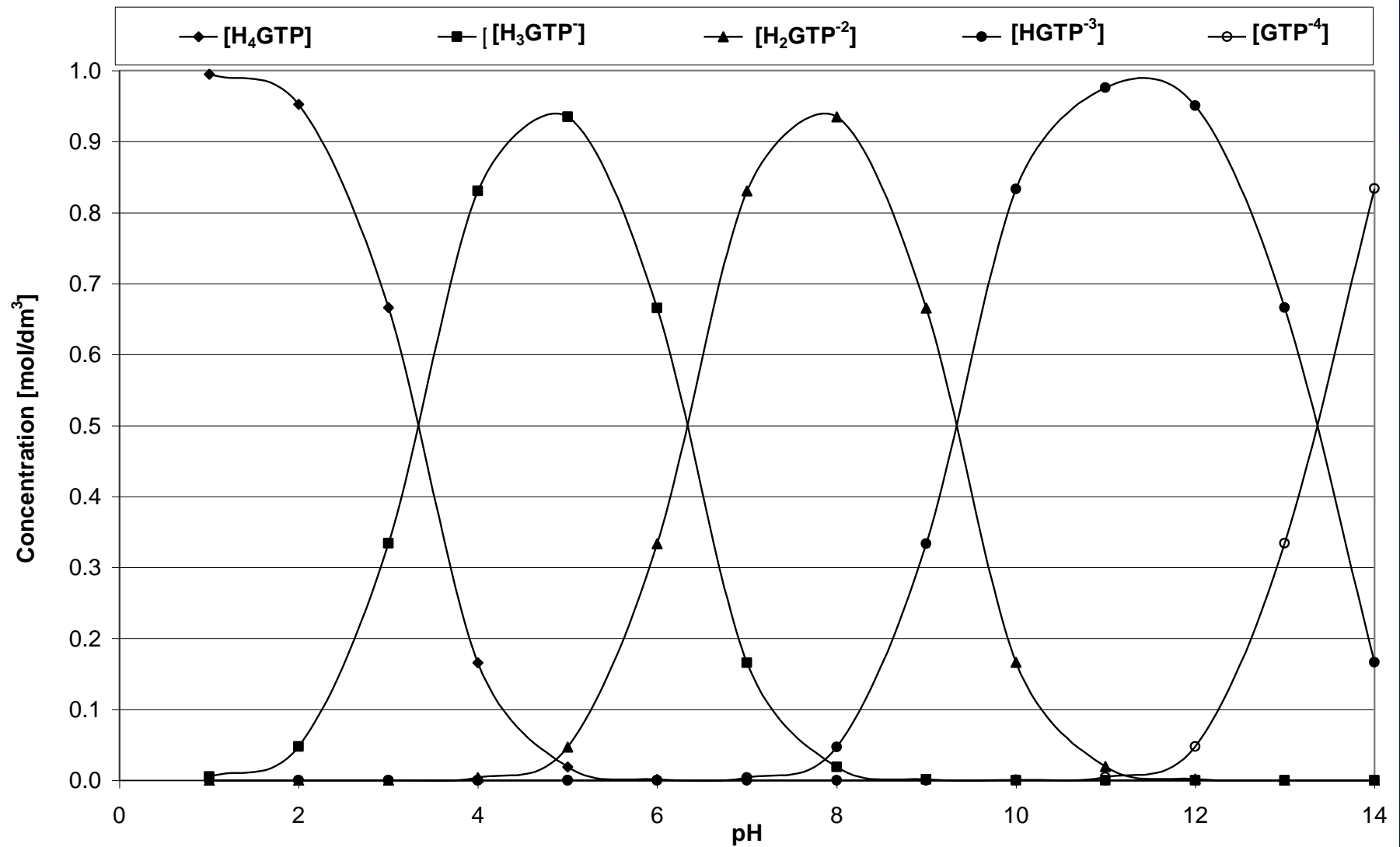
$$\frac{K_B}{K_A} = \frac{[OH^-]}{[H_3O^+]} \quad [OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} \quad \frac{K_B}{K_A} = \frac{K_W}{[H_3O^+]^2}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W \cdot K_A}{K_B} \quad [H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_W \cdot K_A}{K_B}}$$

$$\boxed{[H^+] = \sqrt{\frac{K_W \cdot K_A}{K_B}}}$$

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Obliczanie pH roztworu soli mocnej zasady i słabego kwasu wieloprotonowego



OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

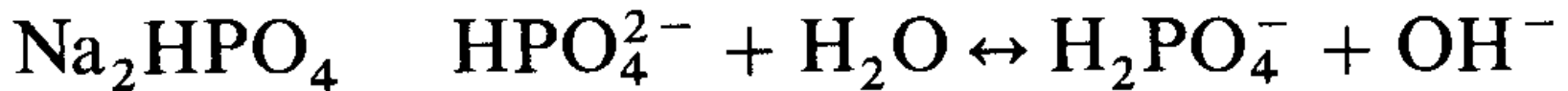
Obliczanie pH roztworu soli mocnej zasady i słabego kwasu wieloprotonowego

Hydrolizy dla soli kwasu fosforowego (V)



$$K_h = \frac{K_W}{K_A} \quad K_h = \frac{K_W}{K_{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{10^{-14}}{7,52 \cdot 10^{-3}} = 1,33 \cdot 10^{-12}$$

$K_h < K_{\text{H}_3\text{PO}_4}$ dlatego odczyn roztworu soli NaH_2PO_4 jest kwasowy.

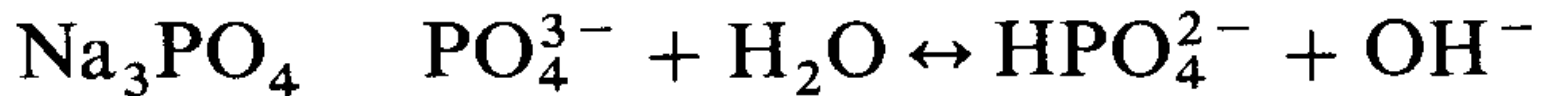


$$K_h = \frac{K_W}{K_A} \quad K_h = \frac{K_W}{K_{\text{HPO}_4^-}} = \frac{10^{-14}}{6,23 \cdot 10^{-9}} = 1,605 \cdot 10^{-6}$$

$K_h < K_{\text{H}_2\text{PO}_4^-}$ dlatego odczyn roztworu soli Na_2HPO_4 jest lekko zasadowy

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Obliczanie pH roztworu soli mocnej zasady i słabego kwasu wieloprotonowego

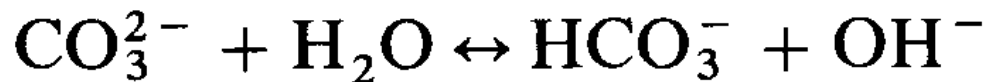
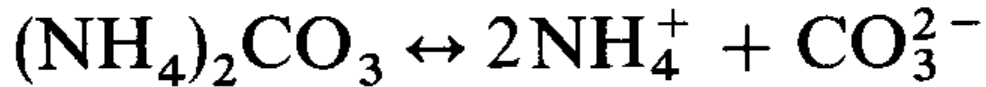


$$K_h = \frac{K_w}{K_A} \quad K_h = \frac{K_w}{K_{\text{HPO}_4^{2-}}} = \frac{10^{-14}}{2,2 \cdot 10^{-13}} = 4,454 \cdot 10^{-2}$$

$K_h < K_{\text{HPO}_4^{2-}}$ dlatego odczyn roztworu soli Na_3PO_4 jest zasadowy.

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Obliczanie pH roztworu soli słabej zasady i słabego kwasu wieloprotonowego



$$K_h = \frac{K_w}{K_A \cdot K_B}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{H}_2\text{CO}_3} K_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}} = \frac{10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-7} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 1,4 \cdot 10^{-3}$$

$K_h \gg K_{\text{H}_2\text{CO}_3}$ dlatego odczyn roztworu soli NH_4HCO_3 jest lekko zasadowy.

OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

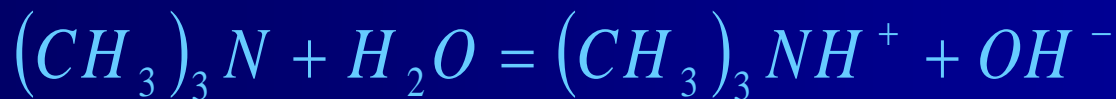
$$K_h = \frac{K_W}{K_A \cdot K_B} \quad K_h = \frac{K_W}{K_{HCO_3^-} K_{NH_3 \cdot H_2O}} = \frac{10^{-14}}{5,0 \cdot 10^{-11} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 11,11$$

$K_h \gg K_{HCO_3^-}$ dlatego odczyn roztworu soli NH_4HCO_3 jest lekko zasadowy.

Przykład:

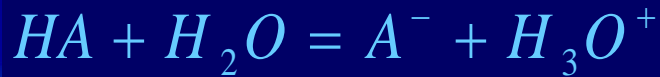
Rozpuszczono w wodzie 0,1 mola kwasu mrówkowego ($K_a = 1,77 \cdot 10^{-4}$) i 0,1 mola trimetyloaminy ($K_b = 5,3 \cdot 10^{-5}$) i rozcieńczono roztwór do objętości 1 litra. Jakie jest pH roztworu?

W roztworze znajdują się dwie pary kwasowo-zasadowe w równowagach:

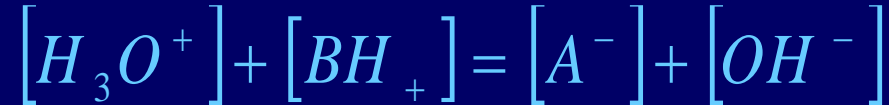
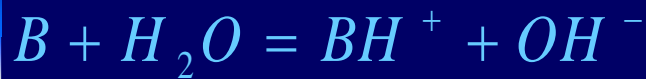


OBLICZANIE pH ROZTWORÓW SOLI

Przykład (cd)



Warunek elektroobojętności :



Ponieważ $[H_3O^+] \ll [A^-]$ i $[OH^-] \ll [A^-]$ $[BH^+] \cong [A^-]$

Sumaryczne stężenia obu par kwasowo-zasadowych są jednakowe, zatem:



pH roztworu zapisane z osobna dla każdej pary

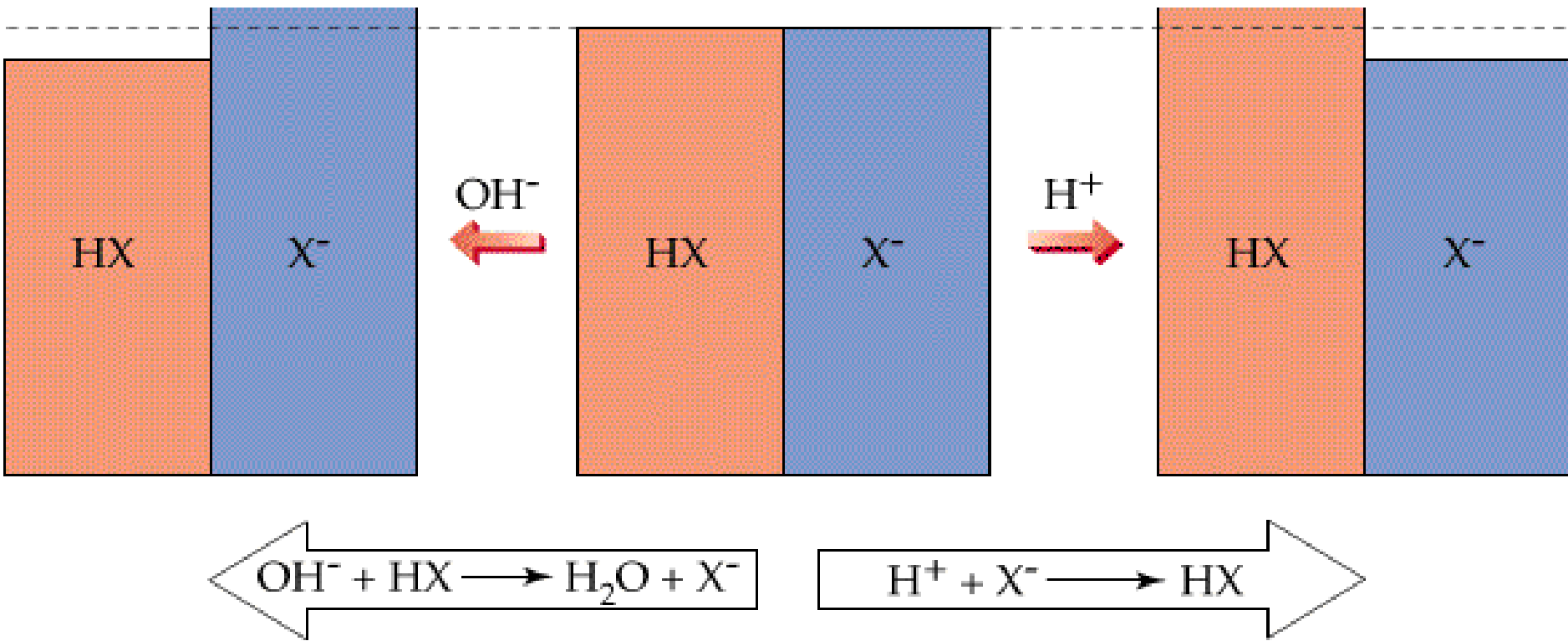
$$pH = pK_k + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \quad pH = pK_w - pK_z + \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

$$2pH = pK_k + pK_w - pK_z + \log \frac{[A^-][B]}{[HA][BH^+]}$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_k + pK_w - pK_z) = \frac{1}{2}(3,75 + 14,00 - 4,28) = 6,74$$

ROZTWORY BUFOROWE

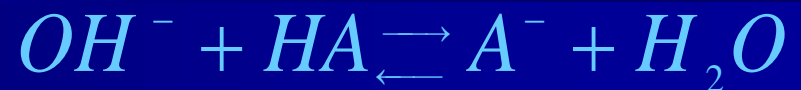
roztwory zachowujące stałą wartość pH w pewnym zakresie dodawanych kwasów i zasad. Najczęściej są to roztwory słabych kwasów i ich soli lub słabych zasad i ich soli.



ROZTWORY BUFOROWE

Działanie roztworu buforowego alkalicznego.

Roztwór utworzono mieszając słaby kwas HA i sprzężony z tym kwasem anion A^- (pochodzący od dysocjacji soli tego kwasu)



pH roztworu buforowego zależy od stężenia słabego kwasu HA i sprzężonej z nim zasady A^- :

$$K = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$



$$-\log[H^+] = -\log K + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$[H^+] = \frac{K \cdot [HA]}{[A^-]}$$

$$pH = pK + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

pH zależy zatem od pK oraz stosunku stężenia sprzężonej zasady oraz stężenie kwasu

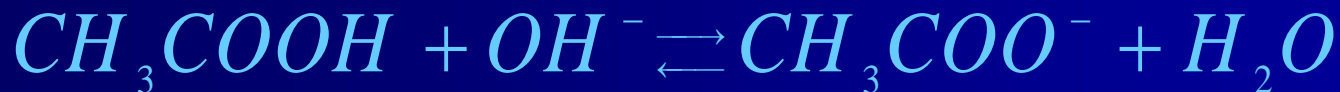
ROZTWORY BUFOROWE

Przykład: Bufor octanowy

składa się roztworu z kwasu octowego i jego soli np. octanu sodowego. Działanie buforujące tego roztworu polega na wiązaniu nadmiaru jonów wodorowych zgodnie z reakcją:



oraz wiązaniu nadmiaru jonów hydroksylowych:



pH buforu octanowego dane jest równaniem:

$$pH = pK_{CH_3COOH} + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Przykładowo dla roztworu zawierającego 0.1M soli oraz 0.1M kwasu

$$pH = 4,8 + \log \left(\frac{0,1 \text{ mol} / \text{dm}^3}{0,1 \text{ mol} / \text{dm}^3} \right) = 4,8 \quad K_{CH_3COOH} = 10^{-4,8}$$

ROZTWORY BUFOROWE

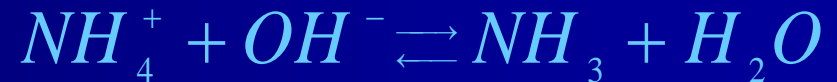
Przykład: Bufor amoniakalny

Roztwory zawierające sole amonowe i wodny roztwór amoniaku mają własności buforowe:

wiązanie jonów wodorowych



wiązanie jonów hydroksylowych



Kwasowość roztworu buforowego dana jest wyrażeniem:

$$pH = pK_{NH_4^+} + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

REGULACJA pH W ORGANIZMACH

Homeostaza - stałość środowiska wewnętrznego ustroju mimo zmian środowiska zewnętrznego oraz zmiennych bodźców zewnętrznych.

Homeostaza nie jest równowagą w sensie chemicznych, gdy wymaga stałego korygowania skutków działania bodźców zewnętrznych poprzez skomplikowany system kontroli

Homeostaza jest warunkowana równowagami:

Izojonnia – równowaga składu jonowego płynów ustrojowych

Izohydria – równowaga kwasowo-zasadowa pomiędzy donorami i akceptorami protonów

Izoosmia (izotonia) – równowaga stężeń substancji rozpuszczonych w płynach wewnątrz i zewnątrzkomórkowych

Izotermia – równowaga energetyczna, stabilizująca temperaturę ustroju

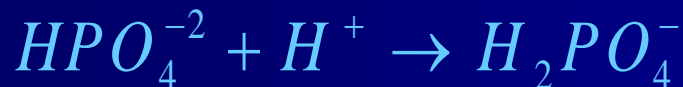
REGULACJA pH W ORGANIZMACH

Za równowagę kwasowo-zasadową odpowiedzialne są następujące bufony:

Krwinki: $zasada + H^+ \rightarrow kwas$



Osocze: $zasada + H^+ \rightarrow kwas$



REGULACJA pH W ORGANIZMACH

Konieczność stabilizacji pH w organizmie związana jest ze zmianą kwasowości wywołaną przez dostarczane pokarmy oraz powstające z nich produkty metaboliczne.

Głównym buforem stabilizującym jest bufor węglanowy:

wiązanie jonów wodorowych



wiązanie jonów hydroksylowych



Bufor stabilizuje pH wynikające z dostarczanych jonów wodorowych oraz dwutlenku węgla. Ponadto stanowi pośrednie ogniwo umożliwiające hemoglobinie wewnątrz krwinek buforowanie pH krwi.

REGULACJA pH W ORGANIZMACH

Główną funkcją hemoglobiny jest transport tlenu z płuc do tkanek z jednoczesnym transportem dwutlenku węgla z tkanek do płuc.

Hemoglobina jest białkiem oligomerycznym składającym się z 4 łańcuchów polipetydowych.

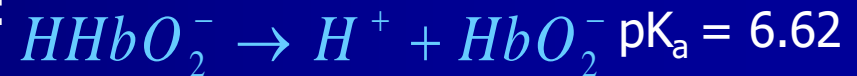
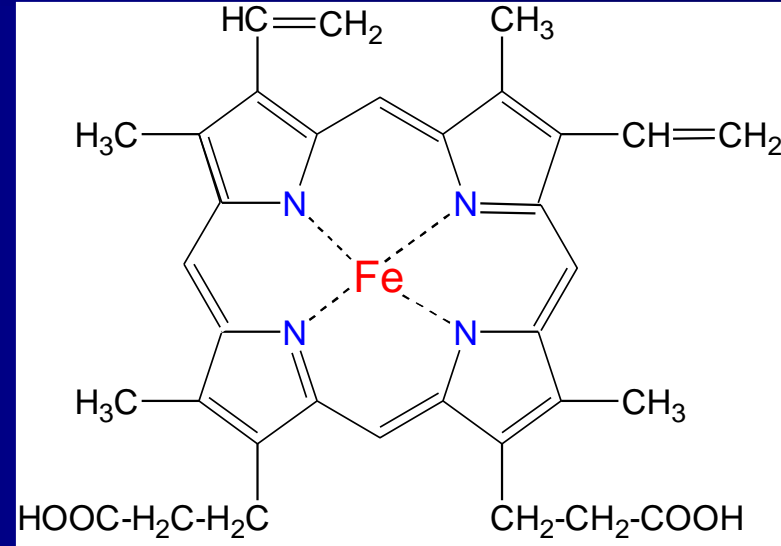
Każda jednostka zawiera grupę prostetyczną – hem (jon żelaza II w układzie porfirynowym) mogący wiązać do czterech cząsteczek tlenu. Proces ten (zwany utlenowieniem) jest odwracalny i nie wywołuje zmian stopnia utlenienia żelaza.

Utlenowieniu towarzyszy jednak zmiana konformacji cząsteczki hemoglobiny:

HHb – hemoglobina odtlenowana

HHbO₂ – oksyhemoglobina

Obie formy różnią się charakterem kwasowym: oksyhemoglobina jest silniejszym kwasem.



REGULACJA pH W ORGANIZMACH



$$pK_a = 6.62$$

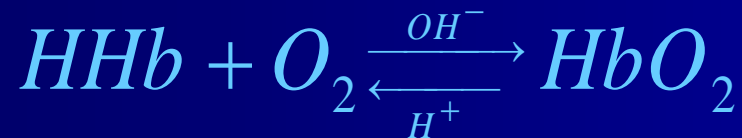


$$pK_a = 8.18$$

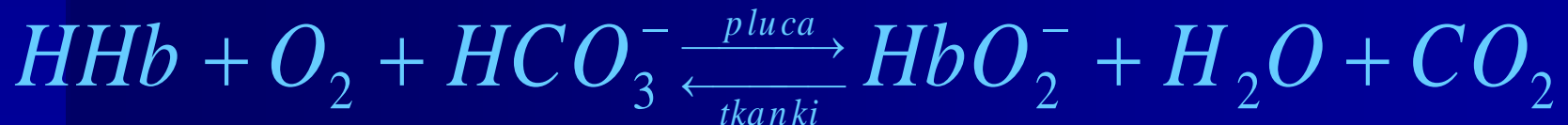
$$7.4 = 6.62 + \log \frac{[HbO_2^-]}{[HHbO_2^-]}$$

$$7.4 = 8.18 + \log \frac{[Hb^-]}{[HHb]}$$

Skutki utlenowienia hemoglobiny:



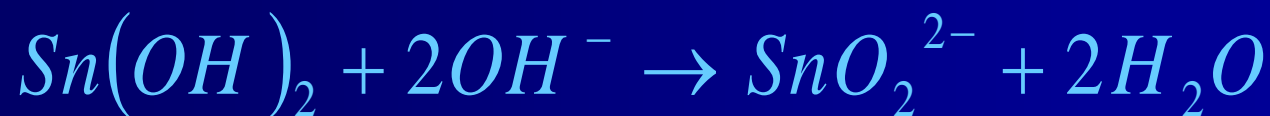
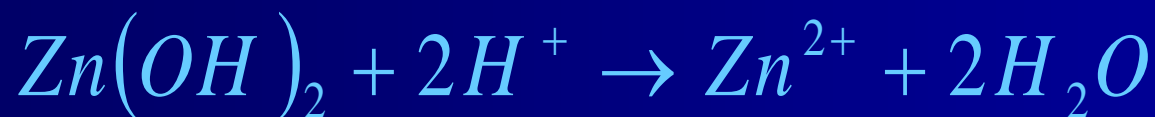
Spadek pH, związany z nagromadzeniem dwutlenku węgla, kwasu mlekowego i innych kwaśnych metabolitów zwiększa dysocjację oksyhemoglobiny i oddawanie tlenu. Natomiast podwyższenie pH środowiska powoduje wiązanie tlenu przez hemoglobinę w płucach. Kierunek reakcji zależy od ciśnień tlenu i dwutlenku węgla:



AMFOTERYCZNOŚĆ

Zdolność do wykazywania cech kwasowych lub zasadowych w zależności od warunków przebiegu reakcji zobojętniania.

Przykłady:



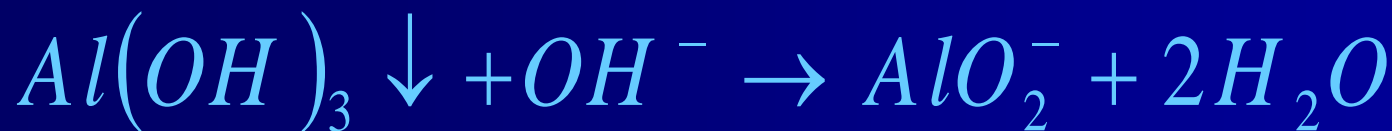
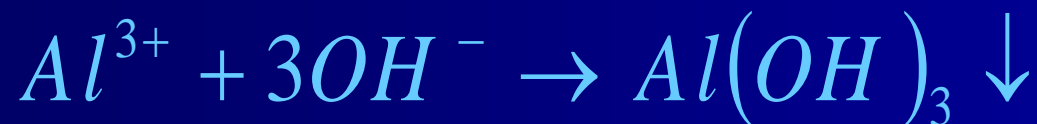
Metale, tlenki, wodorotlenki o charakterze amfoterycznym:

cynk (II), cyna (II, IV), glin (III), ołów (II, IV),

AMFOTERYCZNOŚĆ

Przykład:

W jakim stosunku należy mieszać ze sobą roztwór chlorku glinowego i zasady sodowej, aby nie powstał osad?



Odpowiedź:

przy stosunku jonów glinowych do hydroksylowych co najmniej równym 1:4 nie powstaje osad.

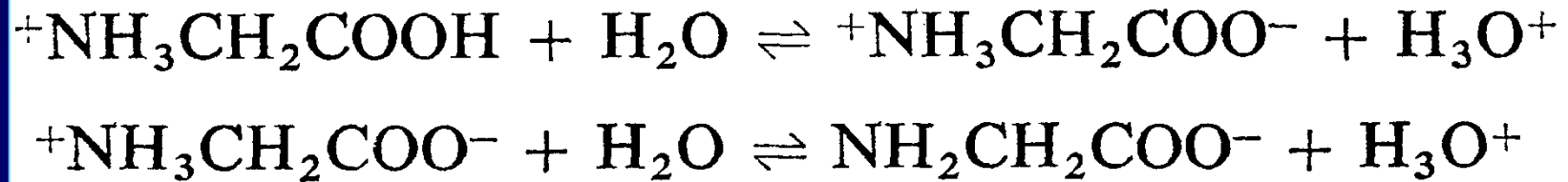
Ustalanie postaci jonu w środowisku alkalicznym:



AMFOTERYCZNOŚĆ

Aminokwasy wykazują właściwości amfoteryczne.

Związki te mają w swoich cząsteczkach dwie grupy zdolne do wymiany protonu. Przykładowo dla glicyny - najprostszego aminokwasu:



Występują formy:

kwasowa ($^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$), występująca w roztworach o niskim pH

zasadowa ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$), dominująca w roztworach alkalicznych

jon obojnaczy $^+\text{NH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$.

Stężenie obojętnych cząsteczek $\text{NH}_2\text{CH}_3\text{COOH}$ jest zawsze znikome.

punkt izojonowy

Dla pewnej wartości pH stężenie jonów obojnaczych jest maksymalne, a formy skrajne mają stężenia jednakowe. Wartość pH dla punktu izojonowego można obliczyć z wzoru:

$$pH = pK_k - \log \frac{a_{\text{kwasa}}}{a_{\text{zasada}}}$$