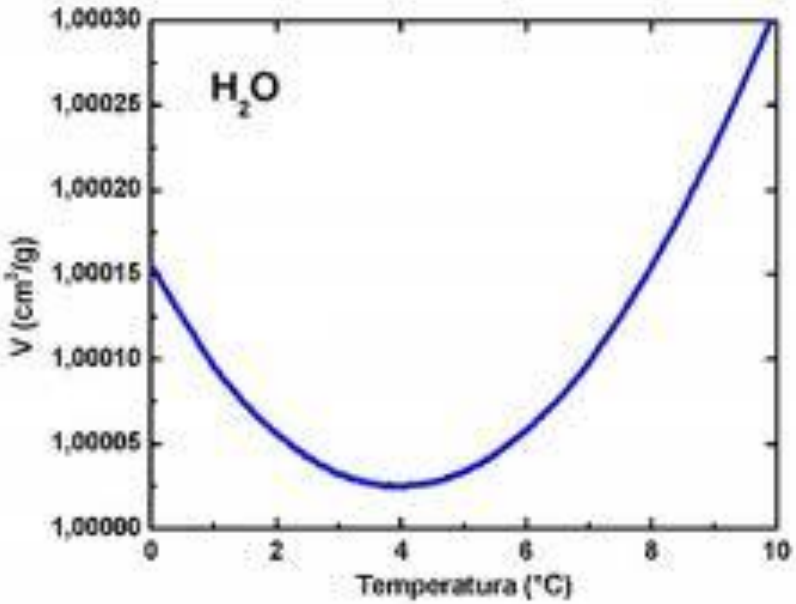
Roztwory buforowe



Omówione właściwości wody ujawniają się także w oddziaływaniu z innymi substancjami …

Teoria kwasów i zasad

- Teoria Arrheniusa - kwas jest protonodawcą, a zasada odszczepia $–OH^-$

  nie tłumaczy np. zasadowego charakteru roztworu amoniaku
- Teoria Brönsteda-Lowry'ego – kwas to donor protonów, zasada jest akceptorem protonów:

  $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$

  $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

  $H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$

Sprzężone pary: kwas – zasada

teoria ta nie tłumaczy np. roli jonów metali w reakcji z amoniakiem

Stopień dysocjacji określa moc elektrolitu

- elektrolity mocne $\alpha \geq 0,3$
- elektrolity słabe $\alpha < 0,05$
- elektrolity średniej mocy $0,3 > \alpha \geq 0,05$

Stała dysocjacji

- $$CH_3COOH \longrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

$$K = \frac{[A^-] \cdot [K^+]}{[AK]} \qquad K = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Iloczyn jonowy wody

Pomiary przewodnictwa elektrycznego wskazują, że absolutnie czysta woda jest w minimalnym stopniu zdysocjowana na jony wodorowe i wodorotlenowe:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Równowagę między jonami H_3O^+ i OH^- a niezdysocjowaną wodą możemy wyrazić stałą równowagi jonizacji wody:

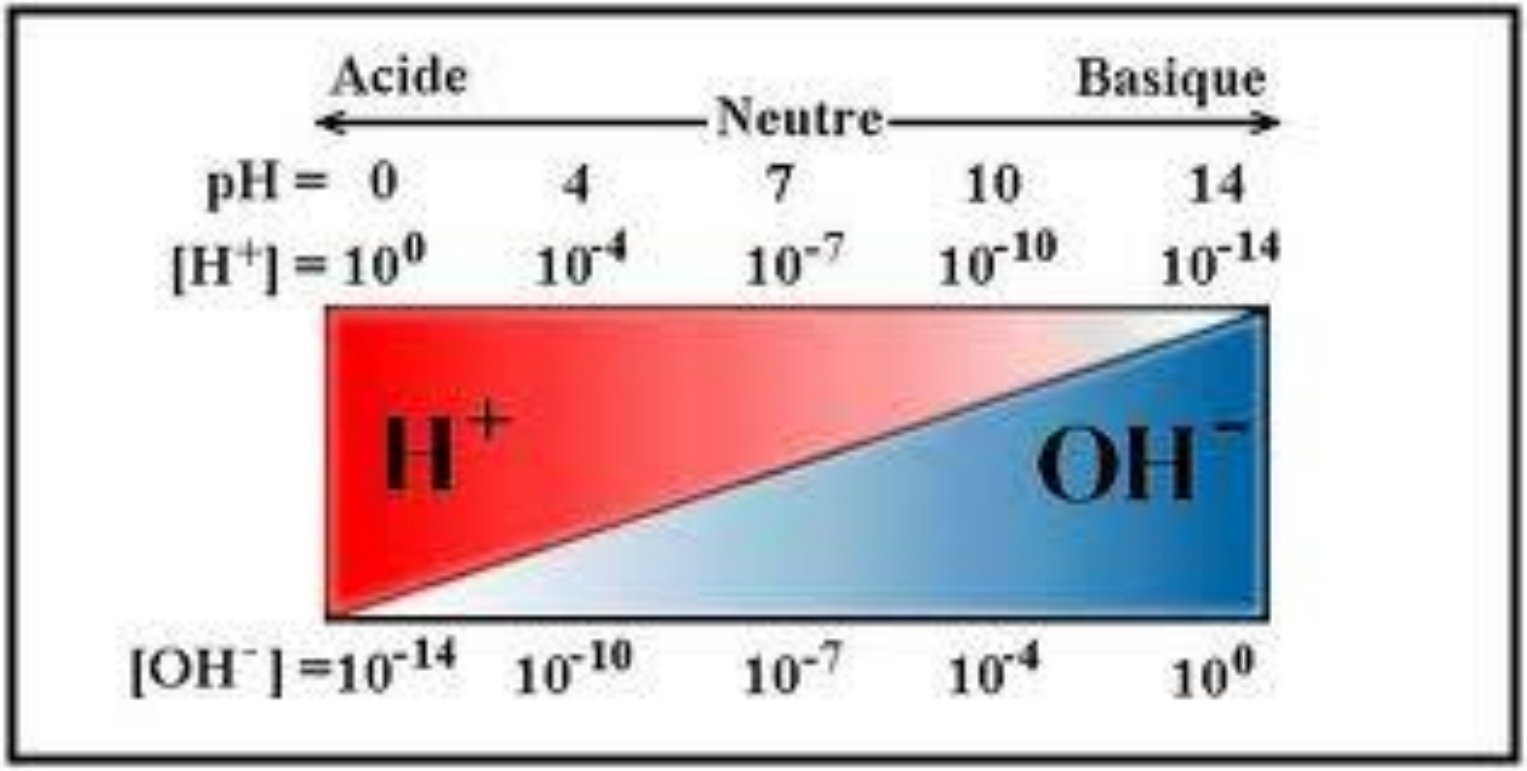
$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Ponieważ stężenie czystej wody jest wielkością stałą, iloczyn $K[H_2O]^2 = K_w$ jest też wielkością stałą i zwany jest *iloczynem jonowym wody*:

$$K_w = K[H_2O]^2 = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

Pojęcie pH

- pH jest to ujemny logarytm ze stężenia jonów wodorowych



Hydroliza soli

- Teoria Arrheniusa nie wyjaśnia zasadowego odczynu roztworu CH_3COONa.
- Teoria Brönsteda-Lowry'ego już tak:

$$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

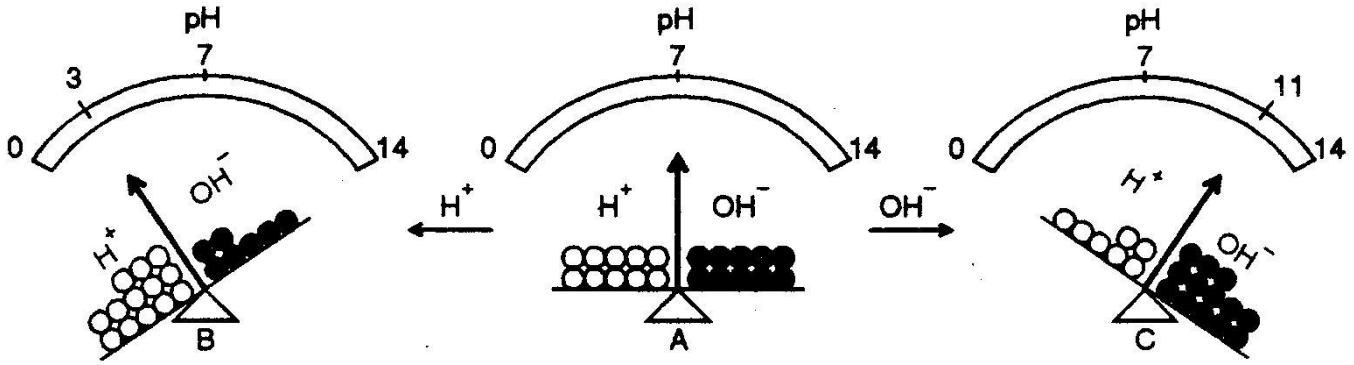
$$CH_3COO^- + HOH \longrightarrow CH_3COOH + OH^-$$

Hydrolizie ulegają sole mocnych kwasów i słabych zasad *(hydroliza kationowa),* słabych kwasów i mocnych zasad *(hydroliza anionowa)* oraz słabych kwasów i słabych zasad.

Hydrolizie nie ulegają sole mocnych kwasów i mocnych zasad, np. NaCl !!!!

Roztwory buforowe

- Dodatek niewielkiej ilości kwasu do czystej wody powoduje gwałtowne obniżenie pH:



Rys.VII.2. pH czystej wody zawierającej równoważne ilości jonów H^+ i OH^- (A). Zmiany pH po dodaniu do 1l wody: 10^{-3} mola mocnego kwasu (B) i 10^{-3} mola mocnej zasady (C).

- Są jednak roztwory, które przeciwdziałają gwałtownym zmianom pH w takich sytuacjach.

Roztwory buforowe są to mieszaniny:

- słabego kwasu i soli tego kwasu z mocną zasadą, np.: kwasu octowego i octanu sodu, czyli **zgodnie z teorią protonową** składają się ze słabego kwasu CH_3COOH i sprzężonej z tym kwasem zasady CH_3COO^-,
- słabej zasady i soli tej zasady z mocnym kwasem, np.: zasady amonowej i chlorku amonu, czyli składają się ze słabej zasady amonowej $NH_{3(aq)}$ i sprzężonego z tą zasadą kwasu NH_4^+,
- dwóch soli wieloprotonowego kwasu, o ile wartości kwasowych stałych dysocjacji dostatecznie różnią się między sobą, np.: diwodoroortofosforanu(V) sodu i wodoroortofosforanu(V) disodu. W tej sprzężonej parze jon $H_2PO_4^-$ pełni rolę kwasu, a jon HPO_4^{2-} rolę sprzężonej zasady).

Roztwory buforowe

- W roztworze kwasu octowego w wodzie (słaby kwas) :

$$CH_3COOH \longrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

95 % 5 %

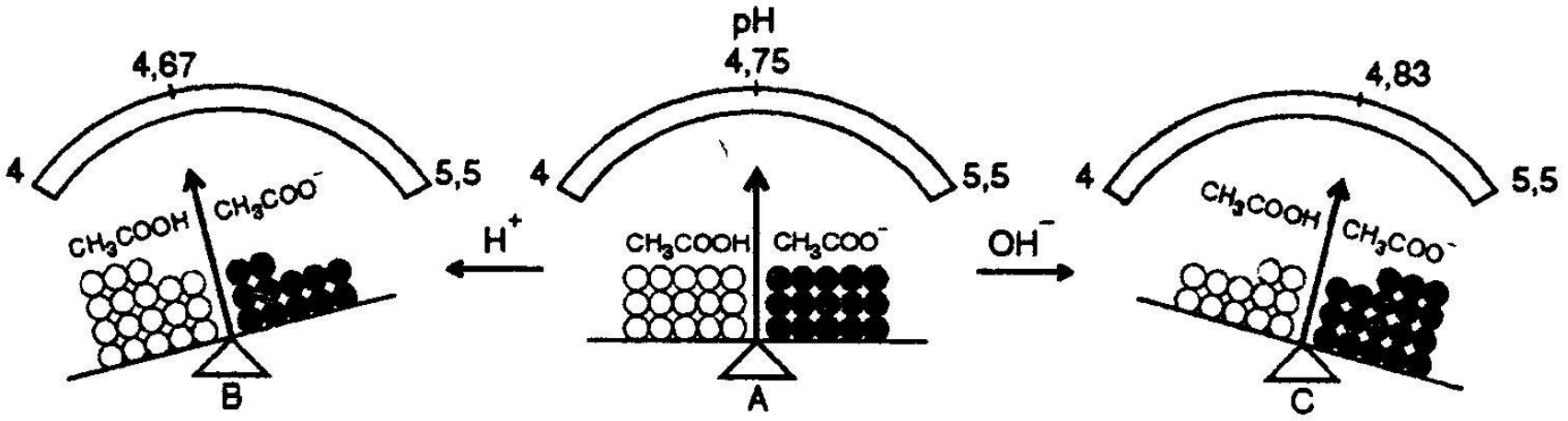
Dodanie soli CH_3COONa, która dysocjuje w 100%, spowoduje wzrost stężenia jonów CH_3COO^-, co zaburza dotychczasową równowagę: stopień dysocjacji kwasu octowego zależy od stężenia jonów octanowych, natomiast stała dysocjacji tego kwasu powinna być zachowana:

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

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

Mechanizm działania buforu octanowego

- Roztwór buforu octanowego zawiera: CH_3COOH oraz CH_3COO^- i Na^+
- dodanie kwasu: $CH_3COO^- + H^+ \longrightarrow CH_3COOH$
- dodanie zasady: $CH_3COOH + OH^- \longrightarrow CH_3COO^- + H_2O$



Rys.VII.1. pH 0,1 mol/l roztworu buforu octanowego zawierającego równoważną ilość kwasu i sprzężonej z nim zasady (A). Zmiany pH po dodaniu do 1l buforu: 10^{-3} mola mocnego kwasu (B) i 10^{-3} mola mocnej zasady (C).

Pojemność buforowa (β) jest to liczba moli mocnego kwasu lub mocnej zasady, która musi być dodana do 1 dm^3 roztworu buforu, aby spowodować zmianę jego pH o jednostkę:

$$\beta = \frac{\Delta B}{\Delta pH},$$

gdzie:

ΔB - dodana liczba moli silnego kwasu lub zasady,

ΔpH - zmiana pH.

Pojemność buforowa rośnie wraz ze wzrostem stężenia buforu.