جامعة كركوك

كلية الهندسة - السنة الأولى - الفصل الدراسي الأول

كيمياء عامة (د. عمر قبله + د.إسراء)

المجموعات (A, B, C, D, E, F, G and H)

محاضرة (8)

الإتزان الأيوني Ionic equilibrium

هناك عدد من المركبات مثل الأحماض والقواعد والأملاح عندما تذوب في الماء تنفصل إلى جسيمات تحمل شحنة موجبة وأخرى تحمل شحنة سالبة فيما يعرف بالشق القاعدي أو الكاتيون والشق الحمضي أو الآنيون.

و تعرف محاليل هذه المركبات بالمحاليل الإلكتروليتية Electrolytic solutions أو تعرف المواد ذاتها بالإلكتروليتات.

وتعرف المواد التي تتأين كليا في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة بالإلكتروليتات القوية وتسمى التي لا تتأين بصورة كلية بلإلكتروليتات الضعيفة Weak solutions وتعتبر معظم الأملاح إلكتروليتات قوية (NaCl, KCl).

باستثناء الأحماض المعدنية وهيدركسيدات عناصر المجموعة الأولى والثانية فإن معظم الأحماض والقواعد تعد إلكتروليتات ضعيفة لأنها تتأين في الماء بصورة جزئية وينتج عن ذلك إتزان بين الأيونات الذائبة والجزء غير المتأين من المادة ففي حالة ألكتروليت AB يكون الإتزان على النحو

$$AB \leftrightarrow A^+ + B^-$$

ويعرف ثابت الإتزان هنا بثابت الإتزان الأيوني Ionization constant أو ثابت التفكك Dissociation constant

$$K_i = \frac{[A^+].[B^-]}{AB}$$

K is the (thermodynamic) dissociation or ionization constant

في الإلكتروليتات القوية يكون تركيز كل من A و B عاليا وتركيز [AB] صغيرا بحيث يصبح $K_i = [A^+].[B^-]$ وإذا كان التفكك يحرر عددا متساويا من A^+ و B^- [C] مثلا فإن $K = [C]^2$

إتزان الأحماض

$$HA \leftrightarrow H^+ + A^-$$

$$K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]}$$

و إتزان القواعد في الماء

$$HA \leftrightarrow H^+ + A^-$$

$$K = \frac{[B^+].[OH^-]}{[BOH]}$$

تفكك الأحماض متعددة البروتون القاعدية أو متعددة البروتون (bibasic or tri-basic acids) (diprotic or triprotic) مثل ($H_2C_2O_4, H_2SO_4, H_2CO_3, H_3AsO_4$)

$$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^- \qquad K_1 = \frac{[H^+].[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-} \qquad K_2 = \frac{[H^+].[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

ثابت التفكك الثاني K_2 دائما اصغر او اقل من ثابت التفكك الأول K_1 فمثلا في حالة H_2CO_3 $K_1 = 7.5\times10^{-7}$ عند 25^oC بينما $K_2 = 4.7\times10^{-11}$

وفي H_3PO_4 $K_1 = 7.5\times10^{-3}$ ، $K_2 = 6.2\times10^{-8}$ ، $K_3 = 4.8\times10^{-13}$

ولأن قيمة K_1 أكبر بكثير من K_2 أو K_3 فإن الحمضية تعتمد بصورة رئيسية على التفكك الأول للأحماض متعددة البروتون أو متعددة القاعدية.

* تفكك القواعد متعددة الحمضية أيضا يمكن أن يكون فيه أكثر من ثابت تفكك مثلا K_1 ، K_2 . أما في القواعد أحادية القاعدية فإن التفكك في الماء له ثابت واحد.

$$NH_4OH \leftrightarrow NH^+ + OH^- \quad K_b = \frac{[NH_4^+].[OH^-]}{[NH_4OH]}$$

* وفي حالة حمض الخليك كحمض أحادي القاعدية وضعيف التأين فإن ثابت التفكك يكون

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

وقد ثبت أنه في حالة NH_4OH أن قيمة ثابت التفكك هي $K_b = 1.8\times10^{-5}$

وثابت تفكك حمض الخليك هو $K_a = 1.85\times10^{-5}$

وثابت تفكك الماء النقي هو $K = 1\times10^{-14}$ عند درجة حرارة 25^oC هي $K_w = 1.0\times10^{-14}$

أو $[H^+].[OH^-] = 1\times10^{-14}$

ولأن تركيز الأيون (H^+) والأيون OH^- متساوي فإننا يمكن أن نعبر عن العلاقة هكذا

$$K_w = [OH^-]^2 = [H^+]^2 = 1\times10^{-14}$$

ليصبح بذلك $$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{[H^+]^2} = \sqrt{[OH^-]^2} = \sqrt{1\times10^{-14}}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 1\times10^{-7}$$

أو $$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$