جامعة كركوك

كلية الهندسة - السنة الأولى - الفصل الدراسي الأول

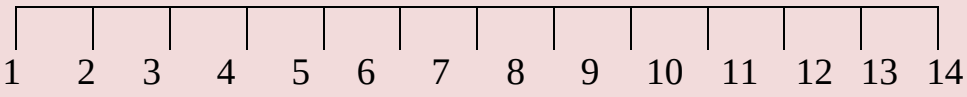
كيمياء عامة (د. عمر قبله + د.إسراء)

المجموعات (A, B, C, D, E, F, G and H)

محاضرة (5)

الرقم الهيدروجيني (الأس الهيدروجيني) pH

الرقم الهيدروجيني هو مقياس لمعرفة طبيعة الوسط من حيث الحموضة أو القاعدية أو التعادل. ويستخدم لتقدير قيمة الأس الهيدروجيني جهاز يعرف بجهاز قياس الأس الهيروجيني (pH-meter) ويرمز بالإختصار "pH" لقوة تركيز أيون الهيدروجين. وتتدرج قيم الأس الهيدروجيني من (1) إلى (14). حيث القيم من واحد إلى سبعة تشير لحمضية الوسط والقيم أعلى من سبعة إلى 14 لقاعدية الوسط بينما يكون الوسط متعادلا عندما تكون قيمة الأس الهيدروجيني 7 (pH=7).



تدريج قياس الرقم الهيدروجيني pH-scale

ويعرف الرقم الهيدروجيني بأنه سالب لوغاريثم التركيز المولاري لأيون الهيدروجين في المحلول أو الوسط

$$pH = -\log(H^+)$$

وجود القوس يعني أن التركيز مولاري أو بالمول/لتر.

وتعتمد فكرة تركيز أيون الهيدروجين هنا على تفكك جزيئات الماء النقي وتعتمد فكرة تركيز أيون الهيدروجين على تفكك جزيئات الماء بنسب صغيرة جدا لتكون الأيونين (H^+) و (OH^-)

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

بمعنى أن كل جزئ ماء يتفكك ليعطي مول واحد H^+ من ومول واحد من OH^- وقد أثبتت قياسات الكهربي ثابت الإتزان الكيميائي لهذا التفكك يساوي $K_{eq} of H_2O = 1\times10^{-14}$

بمعنى أن

$$K_{eq} = \frac{[H^+].[OH^-]}{[H_2O]}$$

ولأن النسبة المتفككة تعتبر ضئيلة جدا مقالانة مع الجزيئات غير المتفككة فإن تركيز الماء يعتبر ثابتا لتصبح العلاقة:

$$[H_2O]\times K_w = [H^+].[OH^-]$$

وبما أن قيمة حاصل ضرب ثابتين يساوي ثابت فإن العلاقة تصبح:

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

Dissociation constant of water (K_w)

وعليه فإن : $[H^+].[OH^-] = 1\times10^{-14}$

ولأن التفكك يعطي تراكيز متساوية للأيونين فإننا إذا اعتبرنا $[H^+] = X$ فان $[OH^-]$ أيضا $= X$

$$[X].[X] = 1\times10^{-14}$$

أي $$X^2 = 1\times10^{-14}$$

ومن ثم فإن $$X = \sqrt{1\times10^{-14}} = 1\times10^{-7}$$

بمعنى أن أي جزئ يتأين إلى H^+ و OH^- يعطي 1×10^{-7} مول من H^+ و 1×10^{-7} مول من OH^-.

أي $$[H^+].[OH^-] = 1\times10^{-7}\times1\times10^{-7}$$

$$[H^+].[OH^-] = K_w = 1\times10^{-7}\times1\times10^{-7} = 1\times10^{-7}$$

وبما أن: $\mathrm{pH} = -\log(\mathrm{H}^+)$

فإنه في حالة الماء النقي

$$\mathrm{pH} = -\log(1\times10^{-7} = 7)$$

وبالمثل فإن

$$\mathrm{pOH} = -\log(\mathrm{OH}^-) = -\log(1\times10^{-7} = 7$$

وعليه فإنه في حالة الماء النقي فإن:

$$\mathrm{pH} = \mathrm{pOH} = 7$$

$$\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14$$

$$= -\log 1\times10^{-14}$$

$$pK_w = -\log 1\times10^{-14} = 14 = pH + pOH$$

المحلول النظم Buffer solutions

المحلول النظم هو المحلول الذي يقاوم التغير في قيمة أسه الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من حمض أو قاعدة مقارنة بما يحدث في الماء النقي.

- عند إضافة نقاط من حمض (H^+) إلى الماء النقي فإن قيمة الرقم الهيدروجيني تتدرج سريعا بالنقصان من 7 باتجاه 14.
- وعند إضافة كميات قليلة من محلول قاعدي (OH^-) فإن قيمة أسه الهيدروجيني تتدرج سريعا بالزيادة من7 باتجاه 14.
- هذا التغيير لا يحدث بسهولة في وجود المحاليل المنظمة.

- يتكون المحول المنظم من حمض ضعيف وملحه الناتج عن قاعدة قوية، أو من قاعدة ضعيفة وملحها الناتج عن حمض قوي.

مثال1:

منظم الخلات:

هو محلول يتكون من حمض الخل الضعيف الذي يتفكك جزئيا في الماء:

$$CHCOOH \leftrightarrow CHCOO^- + H^+$$

هذا التفكك قابل للإنعكاس ومحلول ملح خلات الصوديوم الذي يتفكك كليا في الماء.

$$CHCOONa \leftrightarrow CHCOO^- + Na^+$$

يحضر الخليط من أحجام محددة من المحلولين بتراكيز مولارية محددة لتعطي قيم مختلفة للأس الهيدروجيني (pH value).

- عند إضافة كميات قليلة من OH^- فإنها تتحد مباشرة مع أيونات الهدروجين الناتج عن تفكك الحمض لتكون جزيئات ماء $OH^- + H^+ \leftrightarrow H_2O$

ويلغي ذلك تأثير أيون (OH^-) المضاف لتعويض تركيز أيون الهيدروجين، يتحرك إتزان تفكك حمض الخل يمينا بمعنى أنه يحدث مزيد من التفكك لحمض الخل للمحافظة على الإتزان. أما عند إضافة كميات قليلة من (H^+) فإن تركيز هذا الأيون يزداد. وللمحافظة على الإتزان تتحد الأيونات الزائدة مع بعض أيونات الخلات المتوفرة في الوسط لتكوين الحمض غير المتفكك أي أن الإتزان يتحرك يمين أو يتجه يسارا.

$$CHCOO^- + H^+ \leftrightarrow CHCOOH$$

وبذلك يمتص المحلول المنظم التركيز الزائد من الأيون من (H^+).

مثال2:

منظم الأمونيوم (الأمونيا): محاليل الأمونيا (HH_3) في الماء عبارة عن قواعد ضعيفة حيث هيدروكسيد الأمونيا الضعيف التفكك في الماء.

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

وملح كلوريد الأمونيوم الذي يتفكك كليا في الماء $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

وبذلك تكون هناك وفرة من الأيون (NH^+) في الخليط.

أ- عند إضافة كمية قليلة من الحمض (H^+) فإن أيونات ال (OH^-) في المحلول ستتحد معها لتكون جزيئات الماء غير المتفككة $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

ب- أما عند إضافة كميات قليلة من القاعدة (OH^-) فإنها تتحد مع أيونات الأمونيوم لتكون الهيدروكسيد ضعيف التفكك وبذلك يمتص الخليط تأثير القاعدة المضافة

$$NH^+ + OH^- \leftrightarrow NH_4OH$$

أي أن الإتزان يتحرك أو يتجه يسارا وبذلك يقال أن الخليط حافظ على ثبات قيمة أسه الهيدروجيني. وتوصف هذه التفاعلات بكيفية أو ميكانيزم مقاومة المحلول المنظم للتغيير في قيمة أسه الهيدروجيني. ويمكن تحضير محلول منظم له قيمة من 1-14 بتغيير نسب/أحجام مكونات الخليط أو تغيير التراكيز.