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 (2)

الأحماض والقواعد (التفاعلات)

هذه المعايرات تسمى أيضا معايرات أحماض – قواعد وهي تلك المعايرات التي يكون التفاعل الكيميائي فيها بين حمض وقاعدة، وتضمن اتحاد أيونات الهيدروجين مع أيونات الهيدروكسيد لتكوين الماء .فالمواد الحمضية يمكن تقدير تركيزها بمعايرتها بمحلول قياسي من قاعدة، أما المواد القاعدية فتتم معايرتها بمحلول قياسي من حمض .ويمكن الكشف عن نقطة النهاية في هذه المعايرات باستخدام دليل حساس للتغير في الرقم الهيدروجيني.

أهم تعريفات الأحماض والقواعد

1- تعريف أرهينيوس

- **الحمض:** هو المركب الذي يحتوي على الهيدروجين ويتأين في الماء ليعطي الأيون الموجب الشحنة (H^+).

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

- **القاعدة:** هو المركب الذي يحتوي على أيون الهيدروكسيد ويتفكك في الماء ليعطي أيونات (OH^-) سالبة الشحنة.

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

2- تعريف برونستد- لوري

- الحمض: أي مادة تمنح أيون الهيدروجين أو البروتون لمادة أخرى.

$$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

- القاعدة: هي أي مادة تستقبل أيون الهيدروجين الموجب أو البروتون من مادة أخرى.

أي أن القواعد مواد تستقبل البروتون والأحماض مواد مانحة للبروتون. تعرف بأحماض وقواعد برونستد. * كما يظهر تصنيف مرافقات الأحماض Conjugate acid ومرافقات القواعد Conjugate base.

- القاعدة المرافقة للحمض هو المكون الذي يبقى عندما يمنح الحمض البروتون أو يفقده.
- والحمض المرافق للقاعدة هو القاعدة بعد اكتساب البروتون.

$$\underset{Base}{B} + \underset{Acid}{HA} \rightarrow \underset{\text{مرافقة}}{A^-}_{\text{قاعدة}} + \underset{\text{مرافق}}{BH^+}_{\text{حمض}}$$

$$HF + H_2O \rightarrow \underset{\text{مرافقة}}{F^-}_{\text{قاعدة}} + \underset{\text{مرافق}}{H_3O^+}_{\text{حمض}}$$

وعليه فإن: HF و F^- زوج مترافق و H_2O ,و H_3O^+ زوج مترافق اخر.

تصنيف الأحماض:

تصنف الأحماض بناء على عدد البروتونات التي تشارك بها في التفاعلات (أو تحررها في الماء) إلى أحادية البروتون Mono-protic أو متعددة البروتون Polyprotic. وينقسم النوع الثاني إلى ثنائية Diprotic و ثلاثية البروتون Triprotic. وتسمى أيضا بأحادية وثنائية وثلاثية القاعدية.

HCl أحادي البروتون أو القاعدية. H_2SO_4 ثنائي البروتون أو القاعدية. H_3PO_4 ثلاثي البروتون أو ثلاثي القاعدية.

كما تصنف الأحماض بناءا على درجة تأينها إلى الأحماض القوية والضعيفة :

الحمض القوي هو الذي يحرر أيون الهيدروجين (H^+) في الماء متفككا بنسبة 100% أوتقارب ذلك.

الأحماض الضعيفة هي التي تحرر نسبة محدودة من الأيون (H^+) في الماء تصل إلى 5% أو أقل من ذلك.

وكذلك

القواعد القوية: هي هيدروكسيدات عناصر المجموعة الأولى في الجدول الدوري وبعض عناصر المجموعة الثانية في الجدول الدوري.

القواعد الضعيفة: هي التي تحرر نسبة قليلة من الأيون OH^- في الوسط المائي مثل محاليل الأمونيا المائية

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

وتعتبر محاليل الأمونيا غير ثابتة التركيز لإمكانية تصاعد غاز NH_3

$$NH_4OH \rightarrow NH_3 \uparrow + H_2O$$

وبصورة عامة فإن معظم الأحماض ضعيفة خاصة الأحماض العضوية مثل CH_3COOH و H_2CO_3 وبعض الأحماض الأوكسجينية الأخرى مثل HNO_2 و H_2SO_3 وحتى H_3PO_4 أحيانا. بينما هناك أحماض أوكسجينية قوية جدا مثل HNO_3 ، H_2SO_4 ، $HClO_4$ ، $HClO_3$.

يعرف أيون الهيدروجين الذي تحرره الأحماض في الوسط المائي بذرة الهيدروجين الحمضية .Acidic hydrogen ويمكن تعريفها: هي ذرة الهيدروجين التي توجد ضمن الجزيئات الحمضية وتنتقل إلى القواعد أثناء التفاعلات الكيميائية. فعلى الرغم من وجود أربع ذرات هيدروجين في حمض الخل CH_3COOH إلا أن الذرة الحمضية فيها واحدة.

$$CH_3COOH \xrightarrow{H_2O} CHCOO^- + H_3O^+$$

وهذا ما يبدو مخالفا لما هو الحال في H_3PO_4 حيث الذرات الثلاثة حمضية.

المواد المترددة

بعض الجزيئات أو الأيونات يمكن أن تمنح البروتون كأحماض كما يمكنها أن تستقبل البروتون ايضا كقواعد مثل الجزئ H_2O والأيون HCO_3^-.

$$\underset{\text{حمض}}{HNO_3} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O} \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$\underset{\text{قاعدة}}{NH_3} + \underset{\text{حمض}}{H_2O} \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$\underset{\text{حمض}}{HCO_3^-} + \underset{\text{قاعدة}}{OH^-} \leftrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$$

$$\underset{\text{قاعدة}}{HCO_3^-} + \underset{\text{حمض}}{H_3O^+} \leftrightarrow H_2CO_3 + H_2O$$

$$\underset{\text{حمض}}{Ca(HCO_3)_2} + \underset{\text{قاعدة}}{Ca(OH)_2} \leftrightarrow 2CaCO_3 + 2H_2O$$

$$\underset{\text{قاعدة}}{Ca(HCO_3)_2} + \underset{\text{حمض}}{2HCl} \leftrightarrow CaCl_2 + 2CO_2 + H_2O$$

الأحماض والقواعد متعددة البروتون:

في الأحماض ثنائية البروتون وثلاثية البروتون يتم إنتقال البروتون (H^+) من الحمض في اكثر من خطوة كما يتضح في التالي:

$$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow HSO_4^- + H_3O^+$$
$$HSO_4^- + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + H_3O^+$$

$$H_3PO_4 + H_2O \rightarrow H_2PO_4^- + H_3O^+$$
$$H_2PO_4^- + H_2O \rightarrow HPO_4^{2-} + H_3O^+$$
$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightarrow PO_4^{3-} + H_3O^+$$

وتعرف هذه الأحماض بأنها متعددة القاعدية أو متعددة البروتون بالإشارة إلى عدد ذرات الهيدروجين الحمضية. وبالمقابل فإن هناك قواعد متعددة القاعدة يمكن أن تستقبل أكثر من بروتون فالهيدروكسيد يتفاعل مع **HCl** على النحو التالي:

$$Ca(OH)_2 + H^+ \rightarrow CaOH^+ + H_2O$$
$$CaOH_2^+ + H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O$$
$$Ca^{2+} + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

وكذلك Na_2CO_3

$$CO_3^{2-} + H^+ \rightarrow HCO_3^-$$
$$HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2O + CO_2$$

ويعتبر الأيون PO_4^{3-} متعدد القاعدية وفقا **لبرونستد- لوري:**

$$PO_4^{3-} + H^+ \rightarrow HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} + H^+ \rightarrow H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- + H^+ \rightarrow H_3PO_4$$

تفاعلات الأحماض والقواعد

تتفاعل الأحماض عدة تفاعلات منها:

1- مع الفلزات: مثلا الزنك

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

وهنا يذوب الفلز بفقده الكترونين ليصبح ثنائي الشحنة الموجبة Zn^{2+} وتستقبل الأيونات الحمضية الإلكترونين لتكون الجزئ المتعادل (H_2).

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\bar{e}$$
$$H_2SO_4^{2-} \rightarrow 2H^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H^\bullet + H^\bullet \rightarrow H_2$$

ولأن الفلز قد أزاح البروتونين عن أيون الكبريتات يسمى هذا النوع من التفاعلات أحيانا تفاعل إزاحة وهو في الواقع تفاعل أكسدة وإختزال. مثلا:

$$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$$

2- مع القواعد: تتفاعل الأحماض هنا تفاعل تعادل فينتج ملح وماء بصورة رئيسية ويحدث التعادل عندما يتفاعل الحمض كليا مع القاعدة بغض النظر عن ضعف الحمض أو قوته.

$$\underset{Strong}{HNO_3} + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$
$$\underset{weak}{HCN} + KOH \rightarrow KCN + H_2O$$
$$Hydrocyanic - acid$$

في أي تفاعل تعادل تكون كمية الأيون (H^+) مساوية لكمية الأيون (OH^-) حيث يتفاعل الأيونان دائما بنسبة 1:1 ليكونا جزيئات الماء.

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

يمكن أن ننتبه بسهولة إلى عدد أيونات الهيدروجين الحمضية لنحدد ما تحتاجه من أيون الهيدروكسيد للوصول إلى التعادل ونقوم بضربها في العدد المناسب

$$H_3PO_4 + 3KOH \rightarrow K_3PO_4 + 3H_2O$$

وربما لا يكون هذا دائما في تفاعلات الحماض مع القواعد التي لا تحتوي على (OH^-) مثل HCO_3^-, CO_3^{2-} حيث النواتج ملح+ ماء+ CO_2 لكن يمكن الإستدلال بالشحنات السالبة على الأيون القاعدي لمعرفة ما نحتاجه لوزن أيون الهيدروجين ومن ثم وزن المعادلة.

$$HCl + K_2CO_3 \rightarrow 2KCl + CO_2 + H_2O$$
$$HCl + KHCO_3 \rightarrow KCl + CO_2 + H_2O$$

تفاعلات القواعد:

1- **تتفاعل مع الأحماض**: (كما اتضح سابقا).

2- **مع الدهون والزيوت**: لتحولها لجزيئات حمضية ذائبة وتعتبر هذه من التفاعلات في الصناعات خاصة الصابون والمنظفات.