سلسلة دروس و تمارين في مادة العلوم الفيزيائية- ثانية ثانوي

إعداد الأستاذ : فرقاني فارس

عرض نظري مختصر

12

المادة و تحولاتها

تعيين كمية المادة عن طريق المعايرة

الشعب : علوم تجريبية
رياضيات ، تقني رياضي

****

www.sites.google.com/site/faresfergani

تاريخ آخر تحديث : 2013/03/22

● مفهوم الحمض :

- حسب برونشتد الحمض HA هو كل فرد كيميائي جزيئيا كان أم شارديا قادر على التخلي عن بروتون هيدروجين H^+ أو أكثر خلال تفاعل كيميائي . وفق المعادلة :

$$HA = H^+ + A^-$$

- ينحل الحمض HA في الماء وفق المعادلة :

$$HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$$

و بالتالي يمكن القول أن الحمض هو كل فرد كيميائي قادر على إعطاء شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ أثناء انحلاله في الماء .

- إذا كان الحمض HA تام الانحلال في الماء يقال عنه حمض قوي ، أما إذا كان انحلاله في الماء جزئيا يقال عنه حمض ضعيف .

أمثلة :

• حمض الآزوت HNO_3 هو حمض قوي ، ينحل في الماء وفق المعادلة :

$$HNO_3 + H_2O = H_3O^+ + NO_3^-$$

• حمض الكبريت H_2SO_4 هو حمض قوي ، ينحل في الماء وفق المعادلة :

$$H_2SO_4 + 2\,H_2O = 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

• حمض اليود HI ، حمض البروم HBr ، هما أيضا حمضين قويين .

• كل الأحماض التي من الشكل RCOOH هي أحماض ضعيفة ، مثل حمض النمل (حمض الميثانويك) HCOOH الذي ينحل في الماء وفق المعادلة الكيميائية التالية :

$$HCOOH + H_2O = HCOO^- + H_3O^+$$

● مفهوم الأساس :

- حسب برونشتد الأساس B هو كل فرد كيميائي جزيئيا كان أم شارديا قادر على تثبيت بروتون هيدروجين H^+ أو أكثر خلال تفاعل كيميائي . وفق المعادلة :

$$B + H^+ = BH^+$$

- ينحل الأساس B في الماء وفق المعادلة :

$$B + H_2O = BH^+ + HO^-$$

و بالتالي يمكن القول أن الأساس هو كل فرد كيميائي قادر على اعطاء شوارد الهيدروكسيد HO^- أثناء انحلاله في الماء .

- إذا كان الأساس B تام الانحلال في الماء يقال عنه أساس قوي ، أما إذا كان انحلاله في الماء جزئيا يقال عنه أساس ضعيف .

أمثلة :

- هيدروكسيد الصوديوم NaOH هو أساس قوي ، ينحل وفق المعادلة :

$$NaOH = Na^+ + HO^-$$

- هيدروكسيد البوتاسيوم KOH هو أساس قوي ينحل في الماء وفق المعادلة :

$$KOH = K^+ + HO^-$$

- غاز النشادر و جميع الأمينات هي أسس ضعيفة ، فمثلا ينحل النشادر NH_3 في الماء وفق المعادلة :

$$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$$

• مفهوم الثنائية (أساس/حمض) :

- في كل تفاعل يتخلى فيه حمض AH ، على بروتون H^+ ، نحصل على أساسه المرافق A^- وفق المعادلة :

$$AH = A^- + H^+$$

- في كل تفاعل يثبت فيه أساس A^- ، بروتون H^+ ، نحصل على حمضه المرافق AH وفق المعادلة :

$$A^- + H^+ = AH$$

- تسمى الثنائية (AH/A^-) بالثنائية **حمض - أساس** .

- يمكن للماء H_2O أن يسلك سلوك حمض وذلك بتخليه عن بروتون حتى يتحول إلى شاردة الهيدروكسيد HO^- ، وفق المعادلة :

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

- كما يمكنه أيضا أن يسلك سلوك أساس و ذلك بتثبيته لبروتون حتى يتحول إلى شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ وفق المعادلة :

$$H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$$

يقال عن الماء في هذه الحالة و كذلك كل نوع كيميائي يسلك هذا السلوك أنه مذبذب .

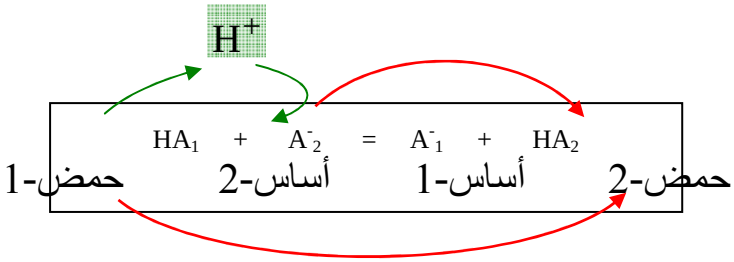
أمثلة لبعض الثنائيات :

الثنائية (أساس/حمض)	الأساس	الحمض
(H_2O/HO^-)	OH^-	H_2O
(HBr/Br^-)	Br^-	HBr
(NH_4^+/NH_3)	NH_3	NH_4^+
(CH_3COOH/CH_3COO^-)	CH_3COO^-	CH_3COOH
(H_3O^+/H_2O)	H_2O	H_3O^+

• مفهوم التفاعل حمض أساس :

- حسب العالمين برونشتد و لوري ، التفاعل حمض-أساس هو كل تفاعل يحدث فيه تبادل بروتوني (فقدان أو اكتساب) حيث يتخلى الحمض-1(HA_1) عن بروتون هيدروجين H^+ أو أكثر ، ليلتقطه الأساس-2 (A_2^-) ، و ينتج

إثر ذلك الأساس-1 (A^-_1) المرافق للحمض-1 (HA_1) و الحمض-2 (HA_2) المرافق للأساس-2 (A^-_2) كما موضح في الآلية المبينة في المعادلة التالية :



أمثلة :

• ينحل حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء وفق المعادلة :

$$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$$

في هذا التفاعل يتخلى حمض الإيثانويك CH_3COOH (الحمض-1) على بروتون هيدروجين H^+ ليلتقطه جزئ الماء H_2O (أساس-2) ، فتنتج شاردة الإيثانوات CH_3COO^- (الأساس-1 المرافق للحمض-1) ، و شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ (الحمض-2 المرافق للأساس-2) ، إذن انحلال حمض الإيثانويك في الماء هو تفاعل حمض أساس و الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل هما :

$$(CH_3COOH/CH_3COO^-) \text{ ، } (H_3O^+/H_2O)$$

• ينحل النشادر NH_3 في الماء وفق المعادلة :

$$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$$

- في هذا التفاعل يلتقط النشادر NH_3 (أساس-1) بروتون هيدروجين H^+ الذي تخلى عنه جزئ الماء H_2O (حمض-2) ، فتنتج شاردة الأمونيوم NH_4^+ (الحمض-1 المرافق للأساس-1) و شاردة الهيدروكسيد HO^- (الأساس-2 المرافق للحمض-2) ، إذن انحلال النشادر في الماء هو تفاعل حمض-أساس و الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل هما :

$$(NH_4^+/NH_3) \text{ ، } (H_2O/HO^-)$$

• ينحل حمض كلور الهيدروجين HCl في الماء وفق المعادلة :

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

- في هذا التفاعل يتخلى حمض كلور الهيدروجين HCl (الحمض-1) على بروتون ليلتقطه جزئ الماء H_2O (أساس-2) ، فتنتج شاردة الكلور Cl^- (الأساس-1 المرافق للحمض-1) ، و شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ (الحمض-2 المرافق للأساس-2) ، إذن انحلال حمض كلور الهيدروجين في الماء هو تفاعل حمض-أساس و الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل هما :

$$(HCl/Cl^-) \text{ ، } (H_3O^+/H_2O)$$

● مفهوم تفاعل الأكسدة و الإرجاع و الأكسدة الإرجاعية :

- الأكسدة : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه فقدان إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي .
- الإرجاع : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه إكتساب إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي .
- المرجع : هو الفرد الكيميائي الذي يفقد الإلكترونات في تفاعل الأكسدة .
- المؤكسد : هو الفرد الكيميائي الذي يكتسب الإلكترونات في تفاعل الإرجاع .
- الأكسدة الإرجاعية : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه تبادل إلكتروني بين المرجع و المؤكسد حيث يفقد المرجع إلكترون أو أكثر ليلتقطه المؤكسد .

ملاحظة :

تفاعل الأكسدة وو الإرجاع يحدثان في آن واحد و لا يحدث تفاعل أكسدة بدون إرجاع و لا يحدث تفاعل إرجاع من دون تفاعل أكسدة .

● مفهوم الثنائية مؤكسد – مؤجع (مر/مؤ) :

في الحالة العامة يرمز للثنائية مؤكسد – مرجع بالرمز **(مؤ / مر)** حيث **مر** هو المرجع ، و **مؤ** هو المؤكسد وهذه الثنائية توافقها **معادلة نصفية إلكترونية** تكون من الشكل :

$$\text{مر} \rightleftharpoons \text{مؤ} + n\,e^-$$

● أمثلة عن الثنائيات (مر/ مؤ) :

$Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\,e^-$	(Mg^{2+}/Mg)
$Na \rightleftharpoons Na^{+} + e^-$	(Na^{+}/Na)
$Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e^-$	(Fe^{2+}/Fe)
$Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + e^-$	(Fe^{3+}/Fe^{2+})
$2Cl^{-} \rightleftharpoons Cl_2 + e^-$	(Cl_2/Cl^-)
$H_2 + H_2O \rightleftharpoons 2H_3O^+ + 2e^-$	(H_3O^+/H_2)
$H_2 + 2HO^- \rightleftharpoons 2H_2O + 2e^-$	(H_2O/H_2)
$Mn^{2+} + 12H_2O \rightleftharpoons MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^-$	(MnO_4^-/Mn^{2+})

ملاحظة :

- إن حدوث الأكسدة الإرجاعية الواردة في المثالين الأخيرين لا تتم وفق ذلك إلا في وجود وسط حمضي أو أساسي ، لذا ظهرت في المعادلة النصفية الإلكترونية الشاردة HO^- أو الشاردة H_3O^+ حيث تظهر الشاردة HO^- إذا كان الوسط أساسيا ، و تظهر الشاردة H_3O^+ إذا كان الوسط حمضيا .

● كيفية كتابة معادلة الأكسدة الإرجاعية :

لكتابة معادلة الأكسدة الإرجاعية في وسط حمضي نتبع الخطوات التالية :

- نقسم معادلة الأكسدة الإرجاعية إلى معادلتين نصفيتين إحداهما أكسدة و الأخرى إرجاع
- نوازن الذرات التي عانت الأكسدة و الذرات التي عانت الإرجاع
- نوازن في كل معادلة نصفية ذرات الأكسجين و ذلك بإضافة جزيء ماء واحد مقابل ذرة أكسجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على العدد الأصغر من ذرات الأوكسجين.
- نوازن في كل معادلة نصفية ذرات الهيدروجين و ذلك بإضافة شاردة هيدرونيوم (H_3O^+) واحدة، مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على العدد الأصغر من ذرات الهيدروجين. و في نفس الوقت نضيف جزيئات الماء إلى الطرف الآخر بحيث يكون عدد جزيئات الماء المضافة في المرة الأخيرة مساويا لعدد شوارد الهيدرونيوم المضافة قبل قليل ، يمكننا أيضا موازنة ذرات الهيدروجين بإضافة شوارد الهيدرونيوم H^+ مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الهيدروجين .
- لتحقيق مبدأ إنحفاظ الشحنة (مجموع الشحنات قبل التفاعل مساوي لمجموع الشحنات بعد التفاعل) ، نوازن في كل معادلة نصفية الشحنات و ذلك بإضافة الإلكترونات في الطرف المناسب .
- بهدف الحصول على عدد الإلكترونات المفقودة في تفاعل الأكسدة مساوي لعدد الإلكترونات المكتسبة في تفاعل الإرجاع نضرب طرفي معادلة الأكسدة في عدد مناسب و طرفي معادلة الإرجاع في عدد مناسب آخر.
- نجمع المعادلتين الناتجتين طرفا إلى طرف و نكون بذلك قد تحصلنا على معادلة الأكسدة الإرجاعية .

أمثلة :

- ارجاع شاردة فوق المنغنات MnO_4^- بواسطة شاردة الحديد الثلاثي Fe^{3+} :

$$\times 5 \mid Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$$
$$\times 1 \mid MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 12H_2O$$
$$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H_3O^+ = 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 12H_2O$$

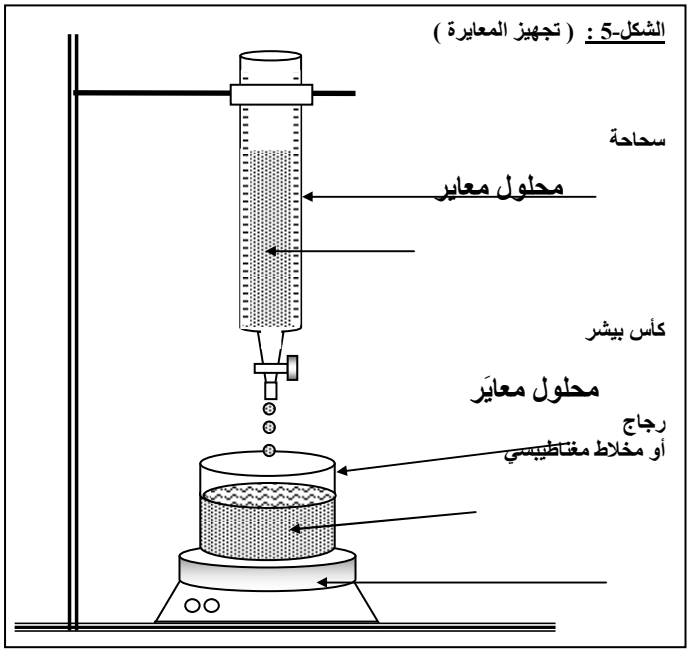
- إرجاع شوارد ثنائي الكرومات $Cr_2O_7^{-2}$ ، إلى شاردة الكروم Cr^{3+} ، بواسطة الحديد الثنائي Fe^{2+} :

$$\times 6 \mid Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$$
$$\times 1 \mid Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 21H_2O$$
$$6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ = 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 21H_2O$$

● الهدف من المعايرة اللونية :

- تهدف طريقة المعايرة بصفة عامة إلى تحديد التركيز المولي لأحد المحاليل التالية : محلول حمضي ، محلول أساسي ، محلول مؤكسد ، محلول مرجع ، و بتحديد التركيز المولي لأحد هذه المحاليل يمكننا تحديد كمية مادة النوع الكيميائي (حمض ، أساس ، مؤكسد ، مرجع) المنحل في هذا المحلول (هدف الدرس) .

● تقنية المعايرة :



الشكل-5 : (تجهيز المعايرة)

- يوضح (الشكل-5) التجهيز المستعمل للمعايرة ، و المتكون أساسا من :
  - كأس بيشر يحتوي على المحلول المراد معايرة و الذي يسمى **محلول معايَر** .
  - سحاحة تحتوي على المحلول المستعمل في المعايرة و الذي يسمى **محلول معاير** .
  - رجاج أومخلاط مغناطيسي يستعمل لخلط المزيج المتحصل عليه في كأس بيشر .
- أثناء المعايرة نضيف تدريجيا بواسطة السحاحة المحلول **المعاير** إلى المحلول **المعايَر** الموجود بالبيشر إلى غاية بلوغ ما يسمى نقطة التكافؤ ، و عند التكافؤ يكون التفاعل المنمذج للمعايرة في الشروط الستوكيوتية ، أي تتفاعل كل كمية مادة النوع الكيميائي المنحل في المحلول المعايَر مع كل كمية مادة النوع الكيميائي المنحل في المحلول المعايـر المضاف .
- نعتبر أن التفاعل المنمذج للمعايرة من الشكل :

$$\alpha A + \beta B = \delta C + \lambda D$$

نمثل جدول التقدم لتفاعل المعايرة :

المرحلة	التقدم	αA +	βB =	δC +	λD
ابتدائية	$x = 0$	n_{0A}	n_{0B}	0	0
انتقالية	x	$n_{0A} - \alpha x$	$n_{0B} - \beta x$	δx	λx
تكافؤ	$x = x_E$	$n_{0A} - \alpha x_E$	$n_{0B} - \beta x_E$	δx_E	λx_E

حيث : x_E هو مقدار التقدم عند حدوث التكافؤ ، n_{0A} هي كمية مادة النوع الكيميائي المنحلة في المحلول المعايَر ، n_{0B} هي كمية مادة النوع الكيميائي المنحلة في المحلول المعاير .

- بما أن عند التكافؤ يكون التفاعل في الشروط الستوكيومترية يكون :

$$n_{0A} - \alpha x_E = 0 \rightarrow x_E = \frac{n_{0A}}{\alpha}$$

$$n_{0B} - \beta x_E = 0 \rightarrow x_E = \frac{n_{0B}}{\beta}$$

بالمطابقة نجد :

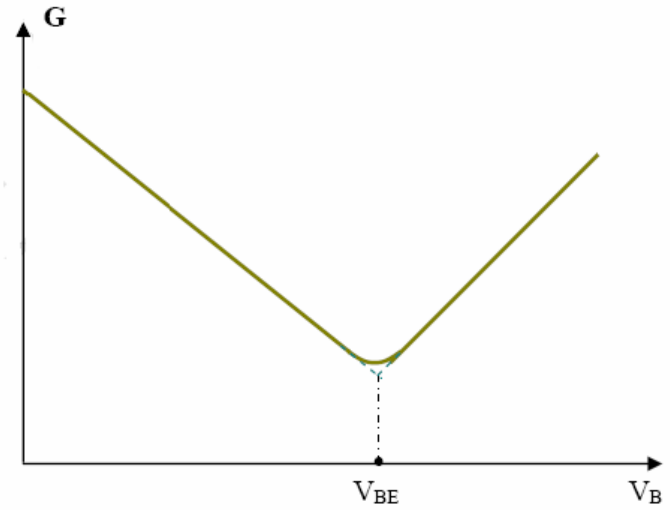
$$\frac{n_{0A}}{\alpha} = \frac{n_{0B}}{\beta} \rightarrow \frac{[A]_0 V_A}{\alpha} = \frac{[B]_0 V_{BE}}{\beta}$$

حيث : V_A هو حجم المحلول المعايَر ، و V_{BE} هو حجم المحلول المعايـِر المضاف عند التكافؤ .

- هناك أنواع من المعايرة نتطرف في درسنا هذا إلى نوعين هما : المعايرة اللونية و المعايرة بواسطة الناقلية .

- في المعايرة اللونية نضيف **للمحلول المعايَر** كاشف ملون مناسب يغير لونه عند بلوغ التكافؤ ، ثم نضيف تدريجيا بواسطة السحاحة المحلول المعايَر حتى يتغير اللون الذي يدل على بلوغ التكافؤ .

- في المعايرة بواسطة الناقلية نقوم بإيجاد ناقلية المزيج المتواجد في البيشر في كل إضافة للمحلول المعاير ، ثم نرسم البيان $G = f(V_B)$ الذي يعبر عن تغيرات ناقلية المزيج بدلالة حجم المحلول المعاير . و عند التكافؤ تبلغ الناقلية قيمة حدية (الشكل-2) .



** الأستاذ : فرقاني فارس **
ثانوية مولود قاسم نايت بلقاسم
الخروب - قسنطينة
Fares_Fergani@yahoo.Fr
Tel : 0771998109

نرجو إبلاغنا عن طريق البريد الإلكتروني بأي خلل في الدروس أو التمارين و حلولها .
وشكرا مسبقا

لتحميل نسخة من هذه الوثيقة و للمزيد . أدخل موقع الأستاذ ذو العنوان التالي :

www.sites.google.com/site/faresfergani