ملخص المعايرة حمض - أساس

الأحماض والأسس:

مفهوم الحمض والأساس حسب برونشتد - لوري:

1- الحمض:

الحمض هو كل فرد كيميائي بإمكانه أن يحرر(يفقد) بروتون H^+ أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي كمايلي:

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

مثال:

$$HCOOH = H^+ + HCOO^-$$

$$HCl = H^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$$

بمأن : HCl و $HCOOH$ و HNO_3 استطاعت التخلي عن بروتون H^+ فان كل واحد منها يسمى **حمضا**.

2- الأساس:

الأساس هو كل فرد كيميائي بإمكانه أن يثبت (يكتسب) بروتون أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي كمايلي:

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

مثال:

$$NH_3 + H^+ = NH_4^+$$

$$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$$

$$OH^- + H^+ = H_2O$$

بمأن : NH_3 و CH_3COO^- , OH^- استطاعت اكتساب بروتون H^+ فان كل واحد منها يسمى **أساسا**.

3- مفهوم الثنائية: (حمض أساس) (Acide / Base):

لكل حمض أساس مرافق له ولكل أساس حمض مرافق له أيضا حيث يمكن المرور من الحمض AH إلى الأساس A^- وفق المعادلة :

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

كما يمكن المرور من الأساس A^- إلى الحمض AH وفق المعادلة .

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

تعرف الثنائية (Acide / Base) بأنها جملة مكونة من الحمض AH وأساسه المرافق A^- وتكتب:: (AH / A-)

مثال:

الثنائية (Acide / Base)	الحمض	الأساس المرافق	المعادلة النصفية
HCl/Cl^-	HCl	Cl^-	$HCl = H^+ + Cl^-$
CH_3COOH/CH_3COO^-	CH_3-COOH	CH_3-COO^-	$CH_3-COOH = CH_3-COO^- + H^+$
NH_4^+/NH_3	NH_4^+	NH_3	$NH_4^+ = NH_3 + H^+$
H_3O^+/H_2O	H_3O^+	H_2O	$H_3O^+ = H_2O + H^+$
H_2O/OH^-	H_2O	OH^-	$H_2O = OH^- + H^+$
HCO_3^-/CO_3^{-2}	HCO_3^-	CO_3^{-2}	$HCO_3^- = CO_3^{-2} + H^+$

4- التفاعل حمض – أساس:

تعريف: نسمي تفاعل حمض - أساس كل تفاعل يتم خلاله تبادل بروتون H^+ بين المتفاعلات.

لا يتم فقدان بروتون H^+ من قبل نوع كيميائي (حمض), إلا إذا وجد نوع كيميائي آخر قادر على اكتساب هذا البروتون (أساس).

من هذه الخاصية, كل تفاعل حمض-أساس لابد أن تشارك فيه ثنائيتين A_1H/A_1 وA_2H/A_2 , حيث يتفاعل حمض إحدى الثنائيتين مع أساس الثنائية الأخرى.

فمثلا عند تفاعل الحمض A_1H مع الأساس A^-_2, نحصل على المعادلة الأجمالية للتفاعل وذلك بإتباع الخطوات التالية:

الحمض كمتفاعل: $A_1H = A^-_1 + H^+$

الأساس كمتفاعل: $A_2^- + H^+ = A_2H$

ننجز مجموع نصفي المعادلتين:

$$A_1H = A^-_1 + H^+$$
$$A_2^- + H^+ = A_2H$$
$$A_2H + A^-_1 = A_1H + A^-_2$$

أمثلة للتفاعلات الحمضية-الأساسية:

- تفاعل غاز النشادر مع غاز كلورور الهيدروجين:

يؤدي تفاعل غاز النشادر $NH_{3(g)}$ مع غاز كلورور الهيدروجين $HCl_{(g)}$ إلى تكون مركب صلب شاردي لكلورور الأمونيوم $NH_4Cl_{(s)}$, وفق المعادلة الكيميائية التالية:

$$NH_3 + HCl \longrightarrow (NH_4^+ + Cl^-)$$

- تفاعل حمض النتريك السائل مع الماء:

يؤدي تفاعل حمض النتريك $HNO_{3(l)}$ مع الماء الى تكون شوارد النترات $NO^-_{3(aq)}$ وشوارد الهيدرونيوم $H_3O^+_{(aq)}$ وفق المعادلة التالية:

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow NO^-_3 + H_3O^+$$

نلاحظ أنه في كلتا المعادلتين هناك نوع يفقد بروتونا H^+ (HNO_3 ; HCl) في حين يكتسب النوع الكيميائي الأخر هذا البروتون (NH_3 ; H_2O).نقول أن هناك تبادل بروتوني بين النوعين الكيميائيين المتفاعلين.

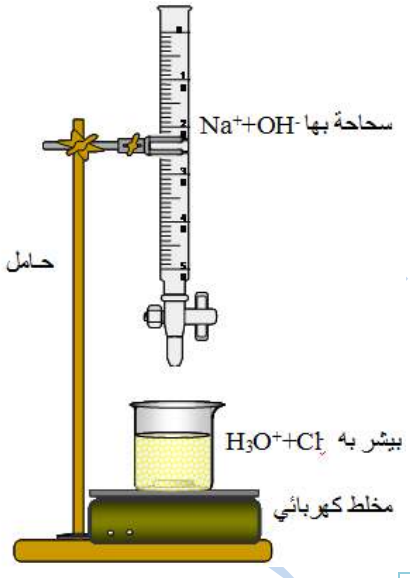
5- المعايرة:

معايرة نوع كيميائي A مجهول التركيز (المحلول المعايَر) تكون باعتماد تفاعل كيميائي يحدث بينه وبين نوع كيميائي آخر B يأتي به ذو تركيز معروف (المحلول المعايِر).

ان التفاعل الحاصل بين A و B يسمى **تفاعل المعايرة**, ويجب أن تتوفر فيه الشروط التالية:

- كليا أو تاما: يُستهلك المتفاعل المحد كليا.
- سريعا: ينتهي التفاعل لحظيا أو في وقت وجيز.
- انتقائيا: لا يتفاعل النوع المعايِر B إلا مع النوع المعايَر A.

مع إضافة المحلول المعايِر B يتواصل استهلاك المتفاعل المعايَر A حتى تنعدم كمية مادته, في هذه الحالة يكون قد تم استهلاك المتفاعلان A و B معا. نقول إن المعايرة وصلت إلى نقطة التكافؤ, ونسمي الحجم المضاف من المحلول المعايِر للوصول إلى التكافؤ, الحجم المضاف عند التكافؤ, ونرمز له ب: Véq.



أ- المعايرة اللونية:

نعاير محلول حمض كلور الماء ($H_3O^+ + Cl^-$) بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + OH^-$)

باستعمال كاشف ازرق بروموتيمول نضع في بيشر حجما من محلول حمض كلورالماء تركيزه مجهول C_A =؟ ،ثم نضيف له قطرات من كاشف أزرق بروموتيمول.

الملاحظة : ظهور اللون الأصفر.

نضع في سحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي معلوم ،وسكب تدريجيا هذا المحلول على المحلول الحمضي إلى غاية تغير لون المزيج .

الملاحظة: نلاحظ انه كي يتحول لون المزيج إلى الأخضر يلزمنا حجم من الأساس قدره V_{Be} أي أن الوسط يصبح معتدل ، مما يدل على أن كل الشوارد H_3O^+ الموجودة في الحمض تتفاعل مع كل الشوارد OH^- القادمة من الأساس.

نقطة التكافؤ: يحدث التكافؤ عندما تصبح كمية الشوارد $H3O^+$ الموجودة في الحمض مساوية لكمية الشوارد OH^- المضافة و الموجودة في الأساس ، و يكون المزيج في الشروط الستوكيومترية وهذا عند تغير اللون للمزيج .

جدول تقدم التفاعل :

المعادلة		$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O$		
	التقدم	$H2O$	n_{OH^-}	n_{H3O+}
الحالة الابتدائية	0	0	C_bV_b	$CaVa$
حالة كيفية	X	2X	C_bV_b - 2X	$CaVa$ - X
الحالة النهائية	X_{max}	$2X_{max}$	C_bV_b - X_{max}	$CaVa$ -X_{max}

نحصل على نقطة التكافؤ عندما .

$$\begin{cases} C_aV_a - X_{max} = 0 \\ \longrightarrow \\ C_bV_b - X_{max} = 0 \end{cases} \longrightarrow C_aV_a = C_bV_{b\,eq}$$

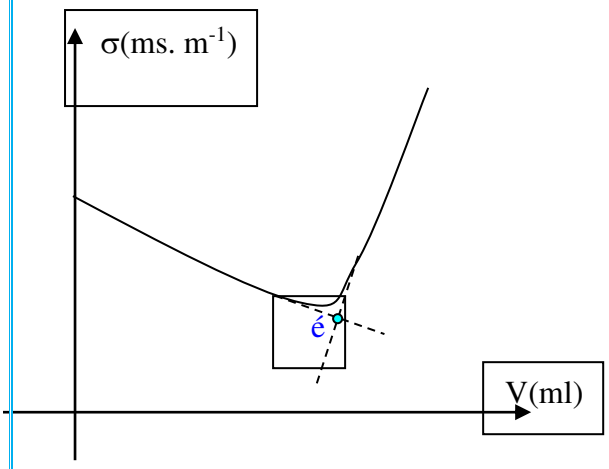
ومنه نستطيع من علاقة التكافؤ حساب تركيز المحلول المجهول.

ب- المعايرة عن طريق قياس الناقلية:

بواسطة ماصة مزودة بإجاصة نأخذ حجما من محلول حمض كلور الهيدروجين HCl تركيزه المولي C_a مجهول و نضعه في بيشر.ونملا السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه المولي معلوم ثم نغمر في البيشر مسبار جهاز قياس الناقلية او الناقلية النوعية أو خلية قياس الناقلية .(أنظر الشكل أسفله).

اذا كان المسبار غير مغمور بكفاية نضيف الماء المقطر حتى ينغمر.

نقيس قيمة σ للمحلول قبل اضافة الاساس .نسحح حجما V_b من المحلول الاساسي NaOH تدريجيا مع الرج و نقيس قيم σ الموافقة ونتحصل على البيان التالي :



الملاحظة: نلاحظ ان الناقلية تتناقص بزيادة حجم الشوارد H_3O^+ حتى تبلغ قيمة حدية صغرى ثم تزداد من جديد.

مناقشة وتفسير البيان:

قبل نقطة التكافؤ:

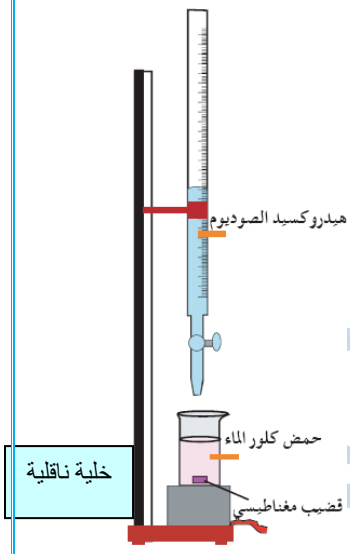
عند اضافة الأساس تدريجيا تتفاعل كل شوارد الهيدروكسيد مع شوارد الهيدرونيوم فيتناقص تركيز شوارد الهيدرونيوم و ينتج الماء و بالتالي تتناقص ناقلية المحلول تدريجيا بحيث يبقى المحلول في البيشر حمضي والمتفاعل المحد هي شوارد OH^-.

عند نقطة التكافؤ:

ترتبط كل الشوارد H_3O^+ مع كل الشوارد OH^- المضافة و تنتج الماء H_2O ، و هذا يوافق أدنى قيمة لناقلية المحلول ، لان عدد الشوارد اقل ما يمكن و تمثل هذه النقطة (نقطة التكافؤ) .

بعد نقطة التكافؤ:

عند اضافة الأساس تدريجيا تضاف شوارد الهيدروكسيد و تبقى في البيشر دون أن تتفاعل فيزداد تركيزها في المحلول و بالتالي تزداد ناقلية المحلول حيث يتحول المحلول في البيشر الى محلول أساسي والمتفاعل المحد هي شوارد H_3O^+ .



ملاحظة:

تحدد نقطة التكافؤ من البيان كأدنى قيمة لناقلية المحلول وذلك بعد الاسقاط على محور الحجم.