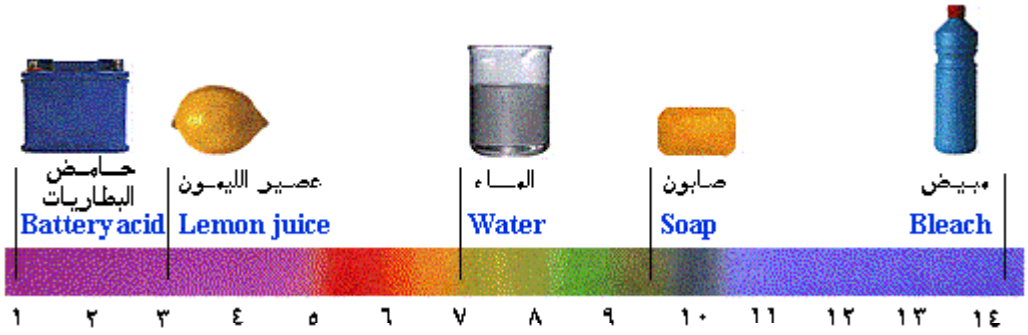
مقدمة

تعد الحموض والقواعد من الأصناف المهمة للمركبات الكيميائية التي تأخذ مكانا بـارزا فـي حياتـنا اليومية، فهي توجد في كثير من الأغذية التي نتناولها كالخضروات والفواكـه واللبن والخل، كما توجد في المنظفات الكيميائية على اختلاف أنواعها، وغيرها الكثير من المواد.

المشـروبات الغازية وعصير الليمون من الأمثلة على المواد التي تحتوي على حموض.
القهوة والمنظفات الكيميائية من الأمثلة على المواد التي تحتوي على قواعد.



صفات الحموض والقواعد:

صفات الحموض:

* ذات طعـــــم حمضـــــي

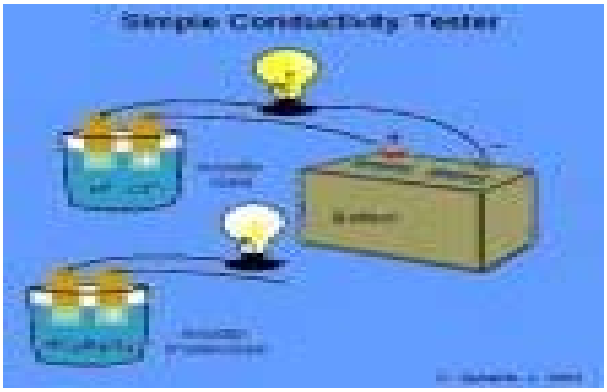
هل لاحظت الطعم الحمضي عند تتناول حبة من البرتقال أو العنب، أو عندما تشرب عصير ليمون أو بندورة، أو عندما تتناول ملعقة من اللبن ؟

* تغير لون صبغة عباد الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر.

عصـير الليمون يغير لون ورقة عباد الشمس الزرقاء الى اللون الأحمر لاحتوائه على حمض.

* تتفاعل مع بعض الفلزات النشطة كالخارصين وينطلق من الحمض غاز الهيدروجين.

عـند وضـع قطعة من الخارصين في محلول حمض الهيدروكلوريك ينطلق من الحمض غاز الهيدروجين



* محالـيلها المائـية موصـلة للتيار الكهربائي يضـيء المصـباح الكهربائي عند وضع خل في الجهاز المجاور لحتواء الخل على حمض.

بعـض الحـوامض ، ضـعيفة و غير مضـرة و تتكـون طبيعياً مثل عصـير الليمـون والخـل . و معظم هذه الحوامض طعمها حامضي . وهنـاك حـوامض أخرى قوية و سـامة و بإمكانهـا أن تسبب حروقاً جلدية خطرة مثل حامض الكبريتيك الذي يسـتعمل في بطاريات المحركات و حامض الهيـدروكلوريك الذي يسـتعمله الكيميـائيون في المختبر . الحوامض تتفـاعل مع القواعد و مـع كثير من الفلـزات لإنتـاج الأملاح الكيميـائية . الحوامض القوية تتفاعل بشدة أكبر من الحوامض الضـعيفة .

الحوامض الأكّالة

حـامض الكبـريتيك حـامض أكّال مـن الدرجة الأولى في هذه التجربة . سرعان ما يتآكل معدن الزنك نتيجة تفاعل قوي حاصل بينه و بين حامض الكبريتيك .

حـامض الكبريتيك

فلز الخارصـين المعرض للتـآكل

Zinc attacked

صفات القواعد:

- ذات طعم مر

هل لاحظت الطعم المر عند احتساء فنجان من القهوة ؟

- تغير لون صبغة عباد الشمس إلى اللون الأزرق.
- ذات ملمس انزلاقي كالصابون.
- محاليلها المائية موصلة للتيار الكهربائي
- التفاعل بين الحمض والقاعدة يؤدي إلى تعادلهما وتكوين الملح.

مثال:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

ملح قاعدة حمض

تعريفات الحموض والقواعد

مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد Arrhenios concept

حسب مفهوم أرهينيوس يعرف الحامض بأنه أي مادة تزيد من تركيز ايون الهيدرينيوم (H_3O^+) في المحلول المائي.

الحمض: مركب إذا أذيب في الماء أعطى أيونات الهيدروجين (H^+).

شروط حمض أرهينيوس:

1- يجب أن يحتوي الحمض على هيدروجين.

2- يجب أن يذاب الحمض في الماء.

الحموض التي فسرها أرهينيوس:

حموض قوية وهي:

اسم الحمض	صيغته
حمض البيروكلوريك	$HClO_4$
حمض الكبريتيك	H_2SO_4
حمض النيتريك	HNO_3
حمض الهيدروكلوريك	HCl

حموض ضعيفة وهي:

اسم الحمض	صيغته
حمض الهيدروسيانيك	HCN
حمض الكربونيك	H_2CO_3
حمض الهيدروفلوريك	HF
حمض الفورميك (الميثانويك)	$HCOOH$
حمض الأسيتيك (الإيثانويك)	CH_3COOH

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

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

السـهم أحـادي الاتجاه يدل على أن الحمض قوي يتفكك كليا في الماء، وتكون إيصاليته للتيار الكهربائي عالية.

الأسـهم المتعاكسة تدل على أن الحمض ضعيف يتفكك جزئيا في الماء، وتكون ايصاليته للتيار الكهربائي ضعيفة. وتعرف القاعدة حسب مفهوم أرهينيوس بأنها أي مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-).

القـاعدة: مركـب صـيغته العامة MOH إذا أذيب في الماء أعطى أيونات الهيدروكسيد (OH^-).

شروط قاعدة أرهينيوس:

1- يجب أن تحتوي على أيون الهيدروكسيد.

2- يجب أن تذاب في الماء.

القواعد التي فسرها أرهينيوس:

قواعد قوية وهي:

اسم القاعدة	الصيغة
هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
هيدروكسيد الروبيديوم	RbOH
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$
هيدروكسـ ـ ـ ـ ـيد السترونشيوم	$Sr(OH)_2$
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$

قواعد ضعيفة وهي:

اسم القاعدة	الصيغة
هيدروكسيد المغنيسيوم	$Mg(OH)_2$
هيدروكسيد الأمونيوم	NH_4OH

$$NaOH + H_2O \rightarrow OH^- + Na^+$$

$$NH_4OH + H_2O \leftrightarrows$$

$$OH^- + NH_4^+$$

1- السـهم أحـادي الاتجـاه يـدل على أن القاعدة قوية تتفكك كليا في الماء، وتكون إيصاليتها للتيار الكهربائي عالية.

2- الأسـهم المتعاكسـة تـدل على أن القاعدة ضعيفة تتفكك جزئيا في الماء، وتكون ايصاليتها للتيار الكهربائي ضعيفة.

أهمية تعريف أرهينيوس:

أسـهم تعـريف أرهينـيوس في تفسير الخواص الحمضية والقاعدية لكثير من الحموض والقواعـد نظـرا لبسـاطته، ولأن المـاء هـو الوسط الذي تجري فيه معظم التفاعلات الكيميائية.

أوجه القصور في تعريف أرهينيوس:

1- لم يتمكن أرهينيوس من تفسير الخواص القاعدية لبعض القواعد التي لا تحتوي على أيونات الهيدروكسيد مثل الأمونيا NH_3.

2- اقتصـر الـتعريف علـى المركبات في مجال محاليلها المائية، ووفقا لذلك لا يعد غاز HCl حمضا، ما لم يذب في الماء.

3- عجز التعريف عن تفسير الخواص الحمضية أو القاعدية لمحاليل بعض الأملاح مثل NaF، KCN.

تدريب:

أكتـب معـادلات تفسر فيها سلوك محلول حمض النيتريك HNO_3 ومحلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH كقاعدة وفق مفهوم أرهينيوس.

الجواب:

حمـض النيتريك حمض قوي يتفكك كليا في الماء ليعطي أيونات الهيدروجين وذلك وفقا للمعادلة الآتية:

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

هيدروكسـيد البوتاسـيوم قـاعدة قويـة، لذا فهي تتفكك كليا في الماء لتعطي أيونات الهيدروكسيد وذلك وفق المعادلة الآتية:

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

تدريب:

لماذا لم يستطع تعريف أرهينيوس تفسير كل من:

- **الخواص الحمضية لـ $HNO_{3(g)}$.**
- **الخواص القاعدية لهيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ المذاب في البنزين.**
- **الخواص القاعدية لمحلول أمينوميثان CH_3NH_2.**

الجواب:

- **لأنه لم يذب في الماء.**
- **لأنه لم يذب في الماء.**
- **لعدم احتوائه على أيون الهيدروكسيد.**

مفهوم لوري - برونستد:

يعتـبر تعريف الأحماض والقواعد على أساس أيون الهيدرونيوم وأيون الهيدروكسيد في المـاء تعـريفا مقـيدا جدا لأنه يحصر مناقشتنا لظاهرة الاحماض والقواعد في المحاليل المائي فقط لذا اقترح العالمان الكيميائي الدنماركي ج. ن. برونستد والكيميائي البريطاني

لـوري كـلا علـى انفراد في عام 1923م مفهوما أكثر شمولا،فيعتبر مفهوم برونستد ـ لوري لكل من الحمض والقاعدة أعم من تعريف أرهينيوس لأنه نجح في تفسير الكثير من الـتفاعلات، إلا أنـه لم يستطع تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي في بعض التفاعلات، كتفاعل الحمض (BF_3) مع القاعدة (NH_3) والذي يتم بدون انتقال بروتونات. لذلك جاء مفهـوم لويـس لـيكون أكـثر شمولا للتفاعلات، وذلك اعتمادا على التركيب الالكتروني للمركب.

- تعـريف الحمض: هي كل مادة تستطيع أن تتقبل زوجا (أو أكثر) من الإلكترونات. قد يكون حمض برونستد – لوري:
- حمض أرهينيوس مثل HCl، HCN، HF، H_2CO_3 ، CH_3COOH.
- أيونا موجبا مثل H_3O^+ ، NH_4^+، $CH_3NH_3^+$.
- أيونا سالبا يحتوي على هيدروجين مثل HS^- ,HCO^-3, HSO_4^-.

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$
مستقبل للبروتون مانح للبروتون

$$HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$$
مستقبل للبروتون مانح للبروتون

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$$
مستقبل للبروتون مانح للبروتون

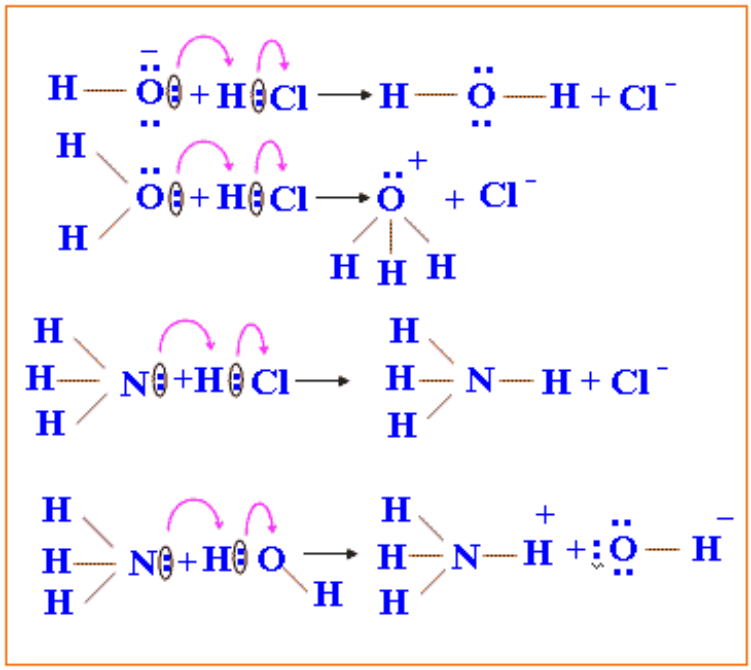
$$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{-2}$$
مستقبل للبروتون مانح للبروتون

تعريف القاعدة: هي كل مادة تستطيع أن تعطي زوجا (أو أكثر) من الإلكترونات.

قد تكون قاعدة برونستد – لوري:

- قاعدة أرهينيوس مثل NaOH، KOH.
- جزيئا متعادلا مثل NH_3، CH_3NH_2، N_2H_4، $C_6H_5NH_2$.
- أيونا سالبا مثل S^{-2}، HS^-، HSO_4^-، CO_3^{-2}، OH^-، $CH3COO^-$.

والتفاعلات التالية تمثل تفاعلات بين قواعد وحموض برونستد ـ لوري.



ملاحظـة: هـناك مواد تسلك سلوكا حمضيا وسلوكا قاعديا مثل الماء والأيونات السالبة التي تحتوي على تحتوي على هيدروجين يمكن منحه مثل HSO_4^-

$$NaOH + H_2O \longrightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$OH^- + H_3O^+ \rightleftharpoons 2H_2O$$

مستقبل للبروتون مانح للبروتون

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$$

مستقبل للبروتون مانح للبروتون

$$S^{-2} + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HS^{-1}$$

مستقبل للبروتون مانح للبروتون

أهمية مفهوم برونستد – لوري:

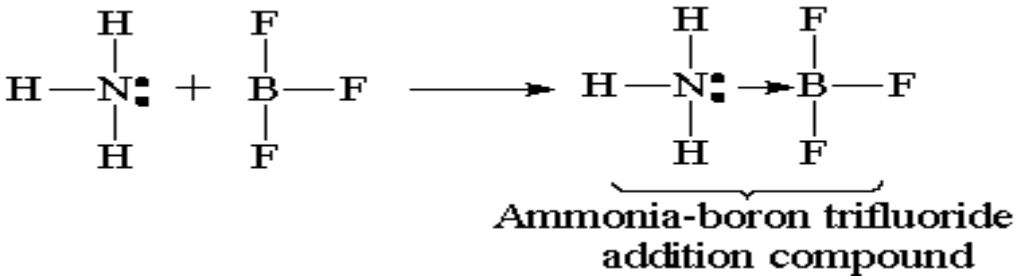
يمكـن لتعريف برونستد – لوري أن يفسر الحموض والقواعد التي فسرها أرهينيوس، فحمـوض وقواعـد أرهينـيوس هـي أيضـا حمـوض وقواعـد برونستد – لوري.

*يمكـن لـتعريف برونستد – لوري أن يفسر القواعد التي لا تحتوي على OH^- مثل الأمونيا NH_3، أو الأيونات CO_3^{-2}، HS^-. ولا يشترط التعريف توفر الوسط المائي.

يمكن للتعريف أن يفسر الخواص الحمضية والقاعدية للأملاح بعد تفككها في الماء.

تعريف لويس:

يعتـبر تعـريف برونستد – لوري للأحماض أكثر شمولا من تعريف ارهينيوس لأنه يزيل التقيد بوجوب التعامل مع التفاعلات في المحلول المائي. ولكن حتى مفهوم برونستد لوري محدود المجال لأنه يقصر مناقشة ظاهر الحامض والقاعدة على تفاعلات انتقال البروتون فـيوجد العديد من التفاعلات التي لها كل العلامات المميزة لتفاعلات ا لاحماض والقواعد ولكـنها لا توافق قالب لوري – برونستد لذلك فإن الطريقة التي أتبعها الكيميائي الأمريكي جلـبرت.ن.لويـس توسع مفهوم الحامض والقاعدة أكثر ليغطي هذه الحالات ففي تعريف لويس للأحماض والقواعد تركز الانتباه على القاعدة حيث تعرف القاعدة بأنها المادة التي تسـتطيع أن تعطـي زوجا من الإلكترونات لتكوين رابطة تساهمية. وعرف الحامض بأنه التي تستطيع أن تكتسب زوجا من الالكترونات لتكوين رابطة.



العلاقة بين تعريف كل من لوري – برونستد ولويس:

1- حموض برونستد ـ لوري هي أيضا حموض لويس.

2- قواعد برونستد ـ لوري هي أيضا قواعد لويس.

ولتوضيح ذلك نقول في تفاعل الأمونيا والماء أنه: وفقا لمفهوم برونستد ـ لوري: فإن الحمـ ـ ـض (H_2O) هـ ـ ـنح بـ ـ ـروتونا اسـ ـ ـتقبلته القـ ـ ـاعدة (NH_3).

وفقـا لمفهـوم لويـس: فإن ذرة النيتروجين في (NH_3) منح زوج الإلكترونات غير الـرابطة الموجـودة في الفلك المهجن Sp^3 إلى البروتون H^+ بتكوين رابطة تناسقية بينهما فتكوّن NH_4^+ وعليه فإن NH_3 هو القاعدة و H^+ هو الحمض.

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

قوة الحموض والقواعد :

تـتفاوت الحمـوض والقواعد في قوتها، فالحموض والقواعد القوية تتفكك كليا في الماء، وتوصل التيار الكهربائي بشكل كبير، أما الحموض والقواعد الضعيفة فهي تتفكك جزئيا في الماء وتكون ايصاليتها للتيار الكهربائي ضعيفة.

الجدول الآتي يبين بعض الحموض الشائعة:

اسم الحمض	الصيغة	صفته ووجوده
حمض الأستيك	CH_3COOH	حمض ضعيف ، يوجد في الخل
حمض البوريك	H_3BO_3	حمض ضعيف ، يستخدم في قطرات العيون
حمض الكربونيك	H_2CO_3	حمض ضعيف ، يوجد في المشروبات الغازية
حمض الفورميك	$HCOOH$	حمض ضعيف ، يوجد في النمل
حمض الهيدروكلوريك	HCl	حمض قوي ، يوجد في المعدة
حمض اللاكتيك	$CH_3CHOHCOOH$	حمض ضعيف ، يوجد في اللبن
حمض النيتريك	HNO_3	حمض قوي
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	حمض قوي ، يوجد في بطارية السيارة

القوى النسبية للحموض والقواعد:

عرفـت سابقا، أنه وفق مفهوم برونستد – لوري تقاس قوة الحمض بمقدار وسهولة منحه للـبروتون H^+ وأن القاعدة تقاس قوتها بمقدار ميلها لتقبل البروتون H^+ والاحتفاظ به. والآن لندرس معادلة تأين الحمض القوي HCl والتي يمكن تمثيلها كما يلي:

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

(حمض) (قاعدة) (حمض مرافق) (قاعدة مرافقه)

و يتضح من هذا التفاعل ما يلي:

1 ـ تتأين جميع جزئيات الحمض HCl تأينا تاما. (حيثHClحمض قوي). (لا يوجد حالة اتزان).

2 ـ لأن التأين تام نستخدم سهم يسير باتجاه النواتج (→).

3 ـ حمض HCl قوي ولذلك فإن قاعدته المرافقة Cl^- قاعدة ضعيفة.

4 ـ حيث أن H_2O قاعدة قوية نسبيا، فإن حمضها المرافق H_3O^+ ضعيف.

5 ـ الحمض (1) HCl أقوى من الحمض (2)H_3O^+. لأنه أكثر ميلا لمنح H^+.

6 ـ القاعدة (1) H_2O أقوى من القاعدة المرافقة(2) Cl^-. لأنها أكثر ميلا لاستقبالH^+

والآن لـندقق أكـثر فـي معادلـة تأين حمض ضعيف مثل CH_3COOH، K_a تساوي 1.8×10^{-5}حيث يكون التأين لهذا الحمض جزئي،

ويتم تمثيله بمعادلة التأين التالية:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

(حمض(1) (قاعدة (1) (قاعدة مرافقة(2) (حمض مرافق(2)

1- مـن قـيمة Ka نعلم أن الكمية المتأينة من حمض الإيثانويك CH_3COOH صغيرة. (يوجد اتزان).

2- عـند الاتـزان تكـون كمية المواد المتفاعلة (الغير متأينة) أكبر من كمية المواد الناتجة (المتأينة).

3- الإيـثانويك CH_3COOH حمض ضعيف ولذلك فـإن قاعـدة المرافقة CH_3COO^- تكون قوية لأنها تميل بقوة لكسب H^+

4- أيـون H_3O^+ حمـض مرافق (2) قوي ولذلك فإن قاعدته H_2O (قاعدة (1)) ضعيفة. حيث أن H_3O^+ تميل بقوة لمنح H^+

5- يكـون الاتـزان مـنزاحا نحـو اليسـار حيـث الحمـض (1) الأضـعف والقاعـدة (1) الأضعف وبالتالي يمكن تمثيل معادلة التأين كما يلي:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

(دقق النظر لشكل السهمين ⇆ الإنزياح نحو اليسار عند الاتزان)

اسـتنتاج: تمـيل الـتفاعلات التـي تتضـمن انـتقال الـبروتونات إلـى تكوين الحمض الأضـعف والقـاعدة الأضعف بكميات سائدة في المحلول. وبعبارة أخرى إن الاتزان يرجح (الانزياح) باتجاه الجهة التي يكون فيها الحمض الأضعف والقاعدة الأضعف.

سؤال:

إذا علمـت أن قوة القواعد الآتية في الماء تأخذ الترتيب التالي (من الأقوى إلى الأضعف) CN^-، HS^-، NO_3^-

اكتب صيغة الحمض المرافق لكل منها ورتبها حسب قوتها في محاليلها المائية.

جواب:

ترتيب القواعد : $NO_3^- < HS^- < CN^-$ (حسب قوتها)

الحموض المرافقة: HNO_3 ،H_2S ،HCN

ترتيب الحموض: $HNO_3 > H_2S > HCN$ (حسب قوتها)

سؤال:

إذا كان لديك محاليل تركيزها (0.1 مول/لتر) من الحموض التالية:
(HCN، $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$) – ($CH_3COOH$، $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$)

(HF، $Ka = (7.1 \times 10^{-4})$) أجب عما يلي:

أ : أي المحاليل السابقة قيمة pH له أكبر؟ (فسر اجابتك).

ب : أيها قاعدة أقوى CN^-، CH_3COO^- ، F^- ؟

جـ: أي التفاعلين الآتيين يتوقع حدوثه؟ (فسر اجابتك).

$$CH_3COO^- + HF \rightarrow \quad \text{أم} \quad CH_3COOH + F^- \rightarrow$$

د : أي التفاعلين الآتين يتوقع حدوثه ؟ (فسر اجابتك)

$$HF + CN^- \rightarrow \quad \text{أم} \quad HCN + F^- \rightarrow$$

هـ : أي الاتجاهين يرجح الاتزان في التفاعل التالي:

$$CH_3COOH + CN^- \leftrightarrows CH_3COO^- + HCN$$

الجواب:

أ: حيث أنه كما زادت قيمة Ka للحمض زاد $[H_3O^+]$ وقلت قيمة pH وبالتالي المحلول الذي له أكبر قيمة pH هو الحمض الذي يمتلك أصغر K_a. إذا هو HCN.

ب: الحمض الأضعف تكون القاعدة المرافقة له أقوى (والعكس صحيح). CN^- أقوى قاعدة.

جـ ـ: يـتوقع حـدوث الـتفاعل الآتـي: $HF + CH_3COO^-$ (استعن بقيم K_a) حيث أن المعادلة كاملة هي:

$$CH_3COO^- + HF \leftrightarrows CH_3COOH + F^-$$

(قاعدة أضعف) (حمض أضعف) (حمض أقوى) (قاعدة أقوى)

لأن الناتج حمض أضعف وقاعدة أضعف.

د: يتوقع حدوث التفاعل $HF + CN^- \rightarrow HCN + F^-$

لأن الناتج حمض أضعف وقاعدة أضعف.

* توضيح:

أيهمـا يمـتلك K_a أقـل HF أم HCN ؟بالاستعانة بقيم K_a نجد أن الأضعف هو.HCN

ايهمـا قـاعدة أضـعف F^- أم CN^-؟ بالطـبع F^- هي الأضعف، وبالتالي فالتفاعل يميل للحدوث.

أما التفاعل:-

$$HCN + F^- \rightarrow HF + CN^-$$

فلا يميل للحدوث لأن حدوثه يعني أن الناتج حمض قوي وقاعدة قوية.

هـ: يرجح الاتزان نحو اليمين حيث الحمض الأضعف والقاعدة الأضعف.

$$CH_3COOH + CN^- \leftrightarrows CH_3COO^- + HCN$$

$(1.8 \times 10^{-5} = Ka)$ $(^{10-}10 \times 4.9 = K_a)$

حمض أقوى حمض أضعف

التأين الذاتي للماء:

ثبـت عملـيا أن المـاء النقي يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضعيفة، وهذا يدل على وجود أيونـات موجـبة وأخرى سالبة مسؤولة عن ذلك. إن مصدر هذه الأيونات هو التأين الذاتي للماء حيث يمكن لجزيء ماء أن يمنح بروتونا لجزيء ماء آخر.

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

$$\frac{[H_3O^+]\ [OH^-]}{[H_2O]^2} = K$$

وبما أن التوصيل الكهربائي للماء النقي ضعيف، لذا فإن تركيز أيوني H_3O^+ , OH^- قليل جدا مقارنة بتركيز الماء، وعليه فإن تركيز الماء لا يحصل عليه تغيير يذكر بفعل التأين الذاتي للماء، ولذلك فإن:

$$[H_2O]^2 = \text{مقدار ثابت}$$

ويصبح تعبير ثابت الاتزان على النحو:

$$[H_3O^+]\ [OH^-] = [H_2O]^2 \times K$$

وإذا عبرنا عن المقدار ($[H_2O]^2 \times K$) بالمقدار الثابت Kw فإن:

$$\boxed{Kw = [OH^-]\ [H_3O^+]}$$

Kw : ثابت تأين الماء = 1×10^{-14} عند درجة 25س°د.

حساب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في الماء النقي

إن التأين الذاتي للماء يعطي تراكيز متساوية من أيونات H_3O^+، OH^-

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

	س	س
	مول / لتر	مول / لتر

بما أن:

$$[OH^-]\ [H_3O^+] = Kw$$

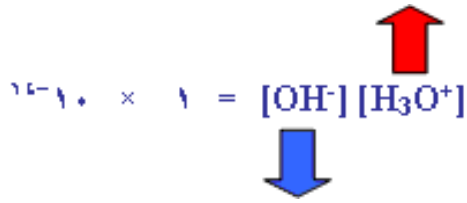
$[OH^-] = [H_3O^+]$ لأن $[H_3O^+]\,[H_3O^+] =$

$$[H_3O^+]^2 = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = [OH^-]$$

أثر إضافة حمض أو قاعدة للماء النقي:

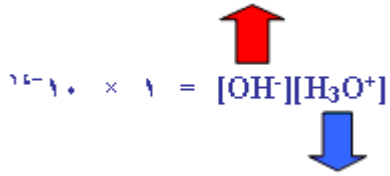
فـي الماء النقي يكون $[H_3O^+]\,[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ **مول/لتر وفي هذه الحالة يكون الماء متعادلا.**

إضـافة حمـض إلـى الماء يزيد من $[H_3O^+]$ **ويقلل من** $[OH^-]$ **مع بقاء قيمة Kw ثابتة.**

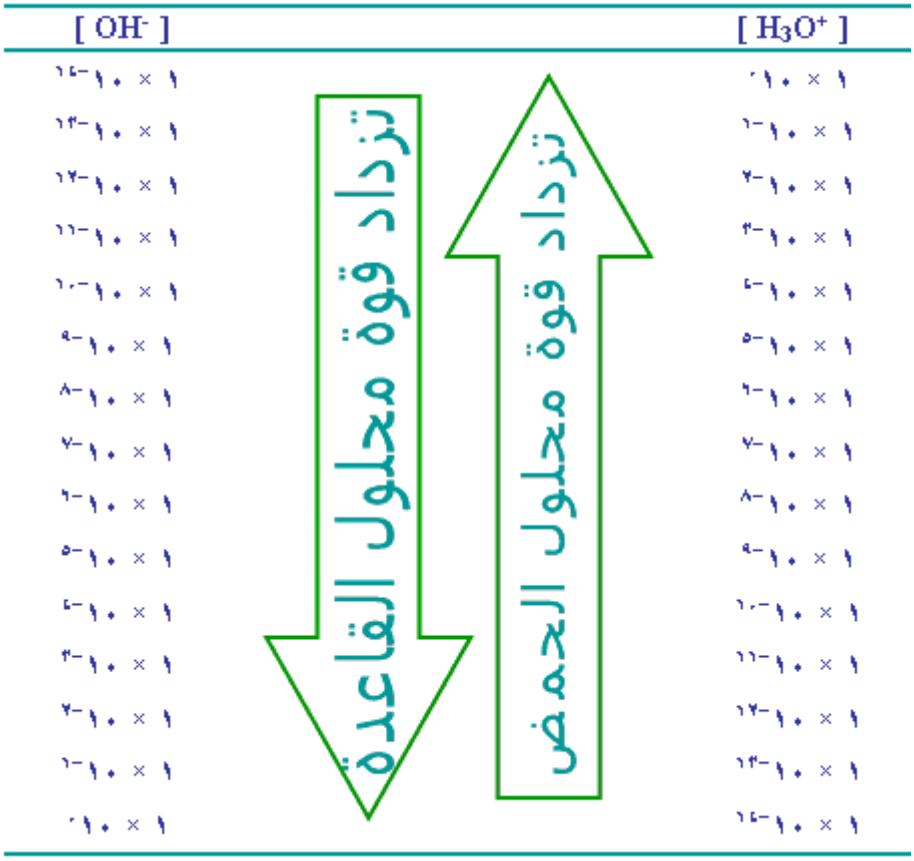


وفـي هـذه الحالـة يكـون المحلول حمضيا لأن $[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$ **مول/لتر.**

إضافة قاعدة إلى الماء يزيد من $[OH^-]$ **ويقلل من** $[H_3O^+]$ **مع بقاء قيمة Kw ثابتة.**



وفي هذه الحالة يكون المحلول حمضيا لأن $[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$ **مول/لتر.**



سؤال:

احسـب $[H_3O^+]$، $[OH^-]$ عـند إضافة حمض يبلغ $[H_3O^+]$ فيه 0.002 مول/لتر إلى الماء النقي.

الجواب:

$[H_3O^+]$ فـي الماء النقي = 1×10^{-7} مول/لتر، وبما أنه متناه جدا في الصغر مقارنة بتركـيز أيـون الهيدرونـيوم في الحمض المضاف، لذا يمكن إهمال $[H_3O^+]$ في الماء النقي.

وعليه فإن $[H_3O^+]$ في المحلول = 2×10^{-3} مول/لتر.

$[H_3O^+]$ قبل اضافة الحمض ← $[H_3O^+]$ بعد اضافة الحمض

1×10^{-7} ← 2×10^{-3}

عند إضافة الحمض إلى الماء يزداد $[H_3O^+]$ من 1×10^{-7} مول/لتر إلى 2×10^{-3} مول/لتر ويقل $[OH^-]$ مع بقاء الأيونين مرتبطين بالعلاقة:

$$[OH^-]\,[H_3O^+] = Kw$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} = 0,5 \times 10^{-11}$$ مول / لتر.

تدريب:

احسب $[H_3O^+]$ في محلول يبلغ $[OH^-]$ فيه 1×10^{-4} مول/لتر.

الجواب:

$$[OH^-]\,[H_3O^+] = Kw$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-4}}$$ $= 1 \times 10^{-10}$ مول/لتر.

تدريب:

فيما يأتي تراكيز أيونات $[H_3O^+]$ أو$[OH^-]$ في محاليل بتراكيز معينة لمواد مختلفة

(وفي درجة حرارة 25س) املأ الفراغات في هذا الجدول.

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	طبيعة المحلول
NaCl	1×10^{-7}	.....	متعادل
$NaCO_3$	.....	4×10^{-3}	.....
H_2CO_3	2×10^{-6}	.....	.....
$Mg(OH)_2$	.....	5×10^{-2}	.....

الرقم الهيدروجيني pH:

يدخـل أيون الهيدروجين والهيدروكسيد في العديد من الاتزانات بالاضافة إلى تفكك الماء لذلـك كثير مايكون من الضروري تعيين تركيزاتهما في المحاليل المائية وقد تتراوح هذه التركيزات بين قيم عالية نسبيا إلى تركيزات صغيرة جدا (مثلا من 10 M إلى 10^{-14}) وقـد اصطلح للتعبير عن حموضة محلول ما، يلزمنا معرفة $[H_3O^+]$ فيه، ولكون هذا التركـيز قليلا، ولصعوبة التعامل مع أرقام صغيرة بأسس سالبة أتفق على استخدام الرقم الهيدروجيني pH للتعبير عن درجة الحموضة.

الـرقم الهيدروجينـي: سـالب لوغاريـتم تركـيز أيـون الهيدرونـيوم.
أي أن:

$$pH = - \text{لو } [H_3O^+]$$

علاقة الرقم الهيدروجيني بطبيعة المحلول:

علاقة الرقم الهيدروجيني بكل من$[H_3O^+]$، $[OH^-]$

pH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	طبيعة المحلول
أقل من 7	أقل من 1×10^{-7}	أقل من 1×10^{-7}	حمضي
يساوي 7	يساوي 1×10^{-7}	يساوي 1×10^{-7}	متعادل
أكبر من 7	أكبر من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}	قاعدي

*إن زيادة قوة المحلول الحمضي تؤدي إلى زيادة $[H_3O^+]$ مما يؤدي إلى نقصان pH.
*وإن زيادة قوة المحلول القاعدي يؤدي إلى زيادة $[OH^-]$ مما يؤدي إلى زيادة pH.
الجدول الآتي يبين قيم الرقم الهيدروجيني لبعض المواد:

المحلول	مدى الرقم الهيدروجيني
عصارة المعدة	1.6 ـ 1.8
عصير الليمون	2.2 ـ 2.4
خل	2.4 ـ 3.4
مشروبات غازية	2 ـ 4
برتقال	3.2 ـ 3.6
مطر حمضي	4 ـ 5.5
بندورة (طماطم)	5.7 ـ 5.8
ماء نقي	6.3 ـ 6.7
ماء البحر	7 ـ 8.3
دم	7.4
حليب مغنيسيا	10.5

سؤال:

احسب الرقم الهيدروجيني (pH) للماء النقي.

الجواب:

في الماء النقي يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

$pH = - \log [H_3O^+]$

$= - \log (1 \times 10^{-7})$

$= - (\log 1 + \log 10^{-7})$

= - لو1 – لو10^{-7}

= - لو1 + 7 لو10

= صفر + (1 × 7)

= 7 متعادل

سؤال:

احسب قيمة (pH) لمحلول يبلغ $[H_3O^+]$ فيه 0.002 مول/لتر.

الجواب:

$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-3}$ مول/لتر

pH = - لو $[H_3O^+]$

= - لو (2×10^{-3})

= - لو2 + 3 لو10

= -0.3 + (1 × 3)

= 2.7 حمضي

سؤال:

احسب قيمة (pH) لمحلول يبلغ $[OH^-]$ فيه 5×10^{-4} مول/لتر.

الجواب:

$$[OH^-]\ [H_3O^+] = Kw$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-5} \times 5} = 0.2 \times 10^{-10}$$ مول/لتر.

$$pH = - \text{لو } [H_3O^+]$$

$$= - \text{لو } (0.2 \times 10^{-10})$$

$$= - \text{لو } (2 \times 10^{-11})$$

$$= - 0.3 + 11$$

$$= 10.7 \quad \text{قاعدي}$$

سؤال:

إذا علمت أن قيمة (pH) لأحد محاليل الأحماض = 3، احسب $[H_3O^+]$

الجواب:

$$pH = - \text{لو } [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$= 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر.}$$

الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة:

لو كان لدينا حمض ضعيف صيغته الافتراضية HA فإنه يمكن تمثيل معادلة تأينه كما يلي:

$$HA + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + A^-$$

بالطبع التفاعل معكوس (⇆) وبالتالي هنالك حالة اتزان. لذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان كما يلي:

$$\frac{[H_3^+O]\,[A^-]}{[HA]\,[H_2O]} = K$$

وبمـا أن $[H_2O]$ فـي المحالـيل لا يتغـير بدرجـة كبـيرة، فيمكـن اعتبار تركيزه قيمة ثابتة ودمجه في ثابت جديد كما يلي:

$$\frac{[H_3^+O]\,[A^-]}{[HA]} = [H_2O]\,K$$

يسـمى $[H_2O]\ K$ ثابـت تأيـن الحمـض ويـرمز له بالرمـز K_a

إذا: ثابت تأيـن الحمض

$$\frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]} = (Ka)$$

ويوجد لكل حمض من الحموض الضعيفة قيمة محددة لـ K_a (عند 25 ^{o}س).

سؤال:

إذا كـان لديـك لحمض الاسيتيك CH_3COOH تركيزه (0.1 مول/لتر) أجب عما يلي:

1- احسب $[H_3O^+]$ (علما بأن $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$)

2- احسب pH للمحلول.

الجواب:

1- لحساب قيمة $[H_3O^+]$:

أ - نكتب معادلة التأين للحمض الضعيف

التراكيز (مول / لتر)	$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$		
بداية التفاعل	صفر	صفر	صفر
مقدار التغير	+س	+س	- س
عند الاتزان	س	س	0.1 -س

ب - بالتعويض في تعبير ثابت التأين Ka

$$\frac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = Ka$$

$$\frac{(س)\,(س)}{(٠,١ - س)} = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$$

(٠,١ − س) ← تهمل لصغرها

إذاً: $\frac{س^{٢}}{٠,١} = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$

$س^2$ = 0.1 × 10^{-5} × 1.8 ويأخذ الجذر التربيعي للطرفين

س = 1.3 × 10^{-3} مول/لتر، وبالتالي $[H_3O^+]$ = 1.3 × 10^{-3} مول/لتر.

لحساب pH

pH = - لو $[H_3O^+]$ = - لو 1.3 × 10^{-3} = 2.88

سؤال:

احسب pH لمحلول حمض الميثانويك HCOOH تركيزه (0.2 مول/لتر). علما بأن Ka = 1.7 × 10^{-4}

الجواب: (2.23)

سؤال:

إذا علمت أن قيمة pH لمحلول (0.2 مول/لتر) من حمض ضعيف (HX) تساوي 3.6. احسب Ka.

جواب: (3.12 × 10^{-7})

سؤال:

حضـر محلـول مائـي مـن الحمـض HA حجمـه (500 مـل) بإذابـة (0.3 مـول) من الحمض في كمية مناسبة من الماء.

احسـب ثابـت تأيـن الحمـض K_a، إذا علمـت أن قـيمة pH للمحلـول السـابق = 3
جواب: (1.67×10^{-6})

الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة:

إذا رمزنا لقاعدة ضعيفة B فإنه يمكن تمثيل تأين هذه القاعدة في الماء كما يأتي:

$$B + H_2O \leftrightarrows BH^+ + OH^-$$

وبالطـبع الـتفاعل عكـوس ($\leftrightarrows$) وبالتالي هنالك حالة اتزان. لذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان كما يلي:

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]} = K$$

وبمـا أن $[H_2O]$ فـي المحالـيل لا يتغير بدرجة كبيرة، فيمكن اعتبار تركيزه قيمة ثابتة، ودمجه في ثابت جديد كما يلي:

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = [H_2O]\ K$$

K يسمى $[H_2O]$ ثابت تأين القاعدة ورمزه K_b

إذاً: ثابت تأين القاعدة B (K_b)

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = (K_b)$$

ولذلك يكون لكل قاعدة من القواعد الضعيفة قيمة محددة لـ K_b (عند 25^o س). كما يبينه الجدول التالي:

اسم القاعدة	الصيغة	K_b
ميثل أمين	CH_3NH_2	3.7×10^{-4}
الأمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1×10^{-6}
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	1.1×10^{-8}
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	3.8×10^{-1}

مثال:

البيريدين C_5H_5N قاعدة ضعيفة اكتشفت في قطران الفحم، فإذا علمت أن $K_b = 1.5 \times 10^{-9}$. احسب pH لمحلول من البيريدين تركيزه (0.1 مول/لتر). علما بأن معادلة التأين:

$$C_5H_5N + H_2O \leftrightarrows C_5H_5NH^+ + OH^-$$

جواب:

أ - نكتب معادلة التأين للقاعدة الضعيفة

التراكيز (مول / لتر)	$C_5H_5N + H_2O \leftrightarrows C_5H_5NH^+ + OH^-$		
التأين(قبل التفاعل)	صفر	صفر	(0.01)
مقدار التغير	+س	+س	-س
عند الاتزان	س	س	0.01 - س

ب - بالتعويض في تعبير ثابت التأين K_b

$$\frac{[C_5H_5NH^+]\,[OH^-]}{[C_5H_5N]} = K_b$$

$$\frac{(س)\,(س)}{(0.01 - س)} = 1.5 \times 10^{-9}$$

تهمل لصغرها ←

إذا: $\frac{س^2}{0.01} = 1.5 \times 10^{-9}$

$1.5 \times 10^{-9} \times 0.01 = س^2$، ويؤخذ الجذر التربيعي للطرفين س= 3.87×10^{-6} مول/لتر، وبالتالي $[OH^-] = 3.87 \times 10^{-6}$ مول/لتر

جـ - لحساب pH لا بد من حساب $[H_3O^+]$

إذا: $[OH^-]\,[H_3O^+] = Kw$

$(3.87 \times 10^{-6})\,[H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}$

وعليه $[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.87 \times 10^{-6}} = 0.258 \times 10^{-8}$ مول/ لتر

وبالتالي pH = - لو$[H_3O^+]$

= - لو 0.258×10^{-8} = 8.6

سؤال:

إذا كان لديك محلول حمض HA تركيزه (0.1 مول/لتر) وأن نسبة تفكك (تأين) الحمض 1.7%. احسب مما يلي:

أ - احسب $[H_3O^+]$

ب - احسب pH

جـ - احسب K_a للحمض HA

د - إذا علمت أن الكتلة المولية للحمض (40 غم/مول) فكم غراما يجب إذابتها من هذا الحمض في (100مل) من الماء للحصول على المحلول المذكور.

جواب:

$$\text{أ - نسبة التفكك (التأين) } \% = \frac{\text{تركيز } [H_3O^+] \text{ المتأين}}{\text{تركيز الحمض قبل التأين}} \times ١٠٠ \%$$

$$١,٧ \% = \frac{[H_3O^+]}{٠,١} \times ١٠٠ \%$$

$$[H_3O^+] = \frac{١,٧ \times ٠,١}{١٠٠} = ١,٧ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر}$$

ب - $pH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو $1.7 \times 10^{-3} = 2.77$

جـ -

$HA + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + A^-$		
0.1	صفر	صفر
- س	+ س	+ س
0.1 – س	+ س	+ س

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]} \Leftarrow \text{إذا } [H_3O^+] = [A^-] = ١,٧ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر}$$

$$\text{إذاً } [HA] = ٠,١ - \text{س} \leftarrow \text{تهمل} = ٠,١ \text{ مول/لتر}$$

$$K_a = \frac{(١,٧ \times ١٠^{-٣})\,(١,٧ \times ١٠^{-٣})}{٠,١} = ٢,٨٩ \times ١٠^{-٥}$$

د ـــ ∴ تركيز $= [HA] = ٠,١$ مول/لتر $\Leftarrow = \frac{\text{ع المولات}}{\text{ح لتر}} = \frac{\text{ك}}{\text{ك}_م \times \text{ح لتر}}$

ك الحمض = ت(التركيز) × ك$_م$ (الكتلة المولية) × ح (حجم المحلول باللتر)

$= 0.1 \times 40 \times 0.1 = 0.4$ غم

تأثير الأيون المشترك:

لنفترض أن لدينا حمض الأيثانويك CH_3COOH الذي يتأين في الماء كما يلي:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

حيث يعبر عن ثابت التأين للحمض $$Ka = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

والآن ماذا يحدث عند إضافة ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONaإلى محلول الحمض؟ بالطبع سوف يتفكك الملح كليا في الماء كما يلي:

$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na+$$

و نتـيجة لذلك فإن تركيز CH_3COO^- سوف يزداد. وحيث أن قيمة Ka ثابتة (عند درجة حرارة ثابتة).

ووفقـا لمبدأ لوتشاتلييه فإن الاتزان في التفاعل (1) سينزاح نحو اليسار للتقليل من تركيز $[CH_3COO^-]$ الناتج عن الملح. ولذلك فإنه لكي ينزاح نحو اليسار فإنه سيتحد مع أيونات H_3O^+ التي بدورها سوف يقل تركيزها. وبالتالي:

1 ـ سوف يزداد تركيز الحمض CH_3COOH

2 ـ سوف تزداد قيمة pH للمحلول.

اسـتنتاج: إن إضـافة أيـون مشـترك (أيون إيثانوات) CH_3COO^- إلى محلول الحمض (الإيثانويك) CH_3COOH قد أدى لتغير قيمة pH للمحلول (زادت قيمة pH).

لنفترض أن لدينا محلول لقاعدة NH_3 والذي يتأين في الماء كما يلي:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

والآن. ماذا يحدث عند إضافة ملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة؟

بالتأكيد سوف يتفكك الملح كليا في الماء كما يلي:

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

ونتيجة لذلك فإن تركيز NH_4^+ سوف يزداد. وحيث أن قيمة K_b ثابتة (عند درجة ثابتة) ووفقا لمبدأ لوشاتلييه فإن الاتزان في التفاعل (1) سينزاح نحو اليسار للتقليل من تركيز NH_4^+ الناتج من الملح. ولذلك فإنه لكي ينزاح التفاعل نحو اليسار فإنه سيتحد مع أيونات OH^- والتي بالتالي سوف يقل تركيزها وهذا يعني:

1 ـ سوف تقل قيمة pH.

2 ـ سوف يزداد تركيز NH_3.

استنتاج :إن إضافة أيون مشترك (أيون الأمونيوم) إلى محلول القاعدة (NH_4OH) قد أدى لتغير قيمة pH للمحلول. (قلت قيم.pH

والآن لندرس تأثير الأيون المشترك حسابيا، كما في المثال التالي:
مثال

احسب قيمة pH لكل من:

1 ـ محلول حمض الهيدروفلوريك HF تركيزه (0.1 مول/لتر)، $K_a= 7.2 \times 10^{-4}$

2 ـ محلول مكون من حمض HF (0.1 مول/لتر) وملح فلوريد الصوديوم NaF (0.2 مول/لتر).

جواب (1):

(التراكيز مول/لتر)	$HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$
بداية التفاعل	صفر صفر 0.1
مقدار التغير	+س +س - س
عند الاتزان	س س (0.1 - س)

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\ [F^-]}{[HF]}$$ ، إذا:

$$7.2 \times 10^{-4} = \frac{(س)\ (س)}{(0.1 - س)}$$ ،

س = 8.5×10^{-3} مول/لتر = $[H_3O^+]$

↓تهمل لصغرها

إذا: pH = - لو $[H_3O^+]$ = - لو 8.5×10^{-3} = 2.07

جواب (2):

2 ـ من معادلة تفكك الحمض HF

$$HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$$

بداية التفاعل	صفر صفر0.1
مقدار التغير	+س + س - س
عند الإتزان	(س) (س) (0.1 – س)

من معادلة تفكك الملح NaF

$$NaF \xrightarrow{\text{تفكك}} Na^+ + F^-$$

بداية التفاعل	صفر	صفر	0.2
نهاية التفاعل	0.2		0.2صفر .

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\ [F^-]}{[HF]}$$

وحيث أن [HF] = (0.1 – س)

↓ تهمل لصغرها لأن مقدار ما يتفكك من الحمض صغير جدا،

فيصبح التركيز = (0.1) مول/لتر

$[H_3O^+]$ = س ومصدره ما تفكك من الحمض.

[F-] ما تفكك من الحمض (س) + ما تفكك من الملح (0.2)

= (س + 0.2)، ونهمل (س) لأن مقدار ما تفكك من الحمض صغير جدا. فيصبح التركيز = (0.2) مول/لتر

$$\frac{[H_3O^+]\ [F^-]}{[HF]} = Ka$$ والآن نعوض في

$$\frac{(س)\ (0.2)}{(0.1)} = 7.2 \times 10^{-4}$$

$$إذا\ س = [H_3O^+] = \frac{0.1 \times 7.2 \times 10^{-4}}{0.2} = 3.6 \times 10^{-4}$$ مول/لتر

إذا pH = - لو $[H_3O^+]$ = 3.4

سؤال:

مـا التغير الذي يحدث لقيمة pH لمحلول HF الـ(0.1 مول/لتر) عندما يذاب فيه كمية معينة مـن ملـح NaF ليصبح [F^-] = (0.1 مول/لتر). علما بأن K_a لـ HF = 7.2×10^{-4}

جواب:

حيـث أن المطلوب التغير في قيمة pH، فهذا يعني ضرورة حساب قيمة pH للحمض قبل إضـافة الملـح ثم حساب pH الجديدة بعد إضافة الملح إلى محلول الحمض وبالتالي يمكن حساب pH وبعد ذلك ΔpH.

1ـ لحساب pH للحمض HF (قبل إضافة الملح NaF)

التراكيز	$HF + H_2O \rightarrow$	H_3O^+	+ F^-
قبل التفاعل	0.1	صفر	صفر
مقدار التغير	- س	+ س	+س
عند الاتزان	(س – 0.1)	س	س

$$\frac{[H_3^+O]\,[F^-]}{[HF]} = Ka$$

$$[H_3^+O] = \text{س} = ٨,٥ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر}، \quad \frac{(\text{س})\,(\text{س})}{(\text{س} - ٠,١)} = ٧,٢ \times ١٠^{-٤}$$

← تهمل لصغرها

إذا pH = - لو $[H_3O^+]$ = - لو 8.5×10^{-3} = 2.08 8

2 ـ لحساب pH للمحلول (بعد إضافة الملح NaF)

1 ـ معادلـة تفكـك الحمـض والتراكـيز واضـحة فـي الجـزء الأول السـابق.

2 ـ معادلـة تفكك الملح NaF (حيث أصبح [F^-] في نهاية التفاعل = 0.1 مول/لتر)

$$NaF \rightarrow Na^+ + F^-$$

نهاية التفاعل: صفر 0.1 0.1

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\,[F^-]}{[HF]}$$ وحيث أن

نأخذ بعين الاعتبار:

$$[HF] = (0.1 - س)$$

↓تهمل لصغرها

$[H_3O^+]$ = س ومصدرها الحمض HF

$[F^-]$ = أصبحت 0.1 مول/لتر.

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\,[F^-]}{[HF]}$$ وبالتعويض

$$7.2 \times 10^{-4} = \frac{(س)\,(0.1)}{(0.1)}$$ ، إذا س = $[H_3O^+] = 7.2 \times 10^{-4}$ مول/لتر

إذا: pH = - لو$[H_3O^+]$ = - لو 7.2×10^{-4} = 3.1

وعليه فإن مقدار التغير في قيمة pH = 3.1 – 2.08 = 1.02

احسب قيمة pH لكل مما يلي:

1 ـ محلـ ـول لقـ ـاعدة NH_3 تركـ ـيزه (0.2 مـ ـول/الـ ـتر)، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

جواب:

(11.25)

2 ـ محلـول مكـون مـن NH_3 تركـيزه (0.2 مـول/الـتر) ومـلـح NH_4Cl تركـيزه (0.3 مول/التر)

جواب:

(9.08)

تعريف المحلول المنظم:

هـي محالـيل تتغـير قيمة الرقم الهيدروجيني لها تغيرا طفيفا عندإضافة حمض أو قـاعدة إليها بكميات قليلة. (أي أنها تقاوم التغيرات في قيمة pH لها عند إضافة حمض أو قاعدة إليها).

مم يتكون المحلول المنظم: يتكون من:

1- حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (ملح الحمض)

أو

2- قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (ملح القاعدة)

أمثلة لمحاليل منظمة:

$(CH_3COO^-، CH_3COOH)$ $(NH_4Cl ،NH_3)$ $(NaCN ،HCN)$

$(KNO_2 ،HNO_2)$ $(NaHCO_3 ،H_2CO_3)$ $(ClO^-، HClO)$

سؤال:

أي المحاليل التالية تصلح كمحلول منظم:

$(KClO_4 ،HClO_4)$ $(H_2SO_4 ،KHSO_4)$ $(KNO_3 ،HNO_3)$

$(Na_2CO_3 ،NaHCO_3)$ $(NaCN ،HCN)$

كيف يعمل المحلول المنظم ؟

لندرس أولا محلولا منظما مكوّن من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (ملحه الصوديومي أو البوتاسي)

مثال:

إذا كـان لديك وعاء يحتوي حمض الإيثانويك وملح إيثانوات الصوديوم فهذا يعني أن لدينا محلولا منظما (من الحمض الضعيف وملحه).

المحلول المنظم	معادلة تأين الحمض	$H_2O + CH_3COOH \leftrightarrows CH_3COO^- + H_3O^+$
	معادلة تأين القاعدة	$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$

الحالـة الأولـى: دراسـة أثـر إضـافة حمـض HCl إلـى المحلـول المـنظم:

1- إضـافة HCl يعنـي إضـافة H^+ وبالتالـي زيـادة تركـيز H_3O^+ فـي المحلـول فيختل الاتزان.

2- وفقـا لمـبدأ لوشـاتلييه سـينزاح الـتفاعل (1) نحـو اليسار بتفاعل H_3O^+ الزائدة مع CH_3COO^-.

3- نتـيجة انـزياح الـتفاعل (1) نحـو اليسـار سـيزول تقريـبا أثر الزيادة في تركيز H_3O^+ الـناتجة من إضافة الحمض HCl وبالتالي تبقى قيمة pH للمحلول ثابتة تقريبا.

الحالـة الثانـية: دراسـة أثـر إضـافة قـاعدة NaOH إلـى المحلـول المـنظم:

1- إضافة قاعدة NaOH يعني إضافة OH^- والتي تتفاعل مع H_3O^+ في المحلول فيختل الاتزان.

2- وفقا لمبدأ لوشاتلييه سينزاح التفاعل (1) نحو اليمين بتفكك المزيد من CH_3COOH فيتم تعويض النقص في H_3O^+ فيبقى تركيزها ثابتا تقريبا، وبالتالي تبقى قيمة pH للمحلول ثابتة تقريبا.

والآن لندرس محلولا منظما مكوّن من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (ملحه): مثال: إذا كان لديك وعاء يحتوي على NH_3 وملح NH_4Cl. وهذا يعني أن لدينا محلولا منظما (من القاعدة الضعيفة وملحه).

$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$	المحلول المنظم
$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$	

الحالة الأولى: دراسة أثر إضافة حمض HCl إلى المحلول المنظم:

1- إضافة حمض HCl تعني إضافة H^+ والتي ستتفاعل مع OH^- فيختل الاتزان في التفاعل (1).

2- وفقا لمبدأ لوشاتلييه، سينزاح التفاعل (1) نحو اليمين بتأين المزيد من NH_3، لتعويض النقص في OH^- فيبقى تركيز OH^- ثابتا تقريبا وبالتالي قيمة pH ثابتة تقريبا.

الحالة الثانية: دراسة أثر إضافة قاعدة NaOH إلى المحلول المنظم:

1- إضافة NaOH تعني إضافة OH^- وهذا يعني زيادة في تركيز OH^- في المحلول فيختل الاتزان.

2- وفقا لمبدأ لوشاتلييه، سينزاح التفاعل (1) نحو اليسار للتخلص من OH^- الزائدة من إضافة القاعدة. وبالتالي تبقى قيمة pH ثابتة تقريبا.

ملحوظة من المثالين السابقين:

1- أن المحلول المنظم يتكون من حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها.
2- المحلول المنظم يقاوم التغير في قيمة pH عند إضافة حمض أو قاعدة لهذا المحلول بكميات قليلة.

أهمية المحلول المنظم:

يتطلب الكثير من العمليات الكيمائية والحيوية أن لا تتغير قيمة pH لوسط التفاعل كثيرا. بل تبقى قريبة من قيمة معينة. ومثال ذلك أن الدم في جسم الإنسان لا يمكن أن يقوم بوظيفة نقل الأكسجين إلى الخلايا إلاّ أن تكون قيمة pH = 7.4 وللمحاليل المنظمة أهمية فمثلا:

أ- أن الأنزيمات تحتاج لوسط تكون فيه قيمة pH ثابتة تقريبا لتعمل بنشاط.
ب- معالجة التربة لنمو المحاصيل المختلفة.

والآن لا بد وأن نعرف عمل المحاليل المنظمة بصورة كمية (حسابيا). مثال:

احسب قيمة pH لكل مما يلي:

1- محلول منظم مكون من حمض الميثانويك HCOOH تركيز (0.5 مول/لتر) وميثانوات الصوديوم HCOONa تركيزه (0.7 مول/لتر).علما بأن K_a HCOOH = 1.7×10^{-4}
2- كم تصبح قيمة pH للمحلول السابق عند إضافة 0.1 مول من HCl إلى لتر واحد منه؟

جواب:

1- لحساب قيمة pH للمحلول المنظم:

$$HCOOH + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + HCOO^-$$

بداية التفاعل	صفر	صفر	0.5
مقدار التغير	+س	+س	- س
عند الاتزان	س	س	0.5-س

$$HCOONa \rightarrow HCOO^- + Na^+$$

بداية التفاعل	صفر	صفر	0.7
مقدار التغير	0.7	0.7	صفر

$$\frac{[H_3O^+]\,[HCOO^-]}{[HCOOH]} = Ka \quad \text{وحيث أن}$$

والآن نأخذ بعين الاعتبار:

$$[HCOO\,H] = 0.5 + س$$

↓ تهمل لصغرها فيصبح التركيز تقريبا 0.5 مول / لتر

$[H_3O^+]$ = س ومصدره ما تفكك من الحمض.

$[HCOO^-]$ = 0.7 + س

↓تهمل لصغرها لأن مصدرها الحمض الضعيف فيصبح التركيز تقريبا 0.7 مول / لتر

وبالتعويض في Ka :

$$\frac{(س)\ (٠,٧)}{(٠,٥)} = ١,٧ \times ١٠^{-٤}$$

س = $[H_3O^+]$ = 1.2×10^{-4} مول / لتر

إذا قيمة pH = - لو$[H_3O^+]$ = - لو 1.2×10^{-4} = 3.85

وهذه هي قيمة pH للمحلول المنظم قبل إضافة الحمض HCl.

2- الآن نحسب قيمة pH للمحلول المنظم بعد إضافة 0.1 مول من HCL الى (1 لتر) من المحلول المنظم.

إضافة 0.1 مول من HCl إلى 1 لتر من المحلول المنظم فهذا يعني:

أ- إضافة ما مقداره 0.1 مول/لتر من الحمض HCl

$$\text{التركيز} = \frac{\text{ع المولات}}{\text{ح لتر}}$$

ب- إضافة ما مقداره 0.1 مول/لتر من H_3O^+ إلى المحلول المنظم.

جـ- الأيونات المضافة من $[H_3O^+]$ سوف تتفاعل مع أيونات $HCOO^-$ للمحلول المنظم مما يؤدي إلى:

1- نقصان في تركيز $HCOO^-$ بمقدار (0.1 مول/لتر) [كمية HCl المضافة]

2- زيادة في تركيز HCOOH بمقدار (0.1 مول/لتر) [كمية HCl المضافة]

$$H_3O^+ + HCOO^- \leftrightarrows HCOOH + H_2O$$

وعليه يصبح: $[HCOO^-]$ الجديد = (0.7) - (0.1) = 0.6 مول/لتر.

[HCOOH]الجديد = (0.5) + (0.1) = 0.6 مول/لتر

والآن نحسب $[H_3O^+]$:

$$\frac{[H_3O^+]\,[HCOO^-]}{[HCOOH]} = Ka$$

$$\frac{(س)\,(٠,٦)}{(٠,٦)} = ١,٧ \times ١٠^{-٤}$$

$[H_3O^+]$ = س = 1.7×10^{-4} مول/ لتر

وبالتالي pH :

pH = - لو $[H_3O^+]$ = - لو 1.7×10^{-4} = 3.85

(قارن بين قيمة pH للمحلول المنظم قبل وبعد إضافة الحمض. واحسب التغير في pH)

سؤال:

محلول منظم مكون من حمض الإيثانويك تركيز (0.2 مول/لتر) وملح إيثانوات البوتاسيوم CH_3COOK تركيز (0.3 مول/لتر). احسب مقدار التغير في قيمة pH عند إضافة

(0.1 مول) من NaOH إلى لتر من المحلول. علما بأن $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

جواب:

نحسب قيمة pH للمحلول المنظم أولا. ثم قيمة pH بعد إضافة NaOH وبعدها نحسب Δ pH.

أولا: نحسب قيمة pH للمحلول المنظم

$$HCOOH + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + HCOO^-$$

بداية التفاعل	صفر	صفر	0.2
مقدار التغير	س+	س+	- س
عند الإتزان	س	س	0.2 - س

$$CH_3COOK \rightarrow CH_3COO^- + K^+$$

بداية التفاعل	صفر	صفر	0.3
نهاية التفاعل	0.3	0.3	صفر

$$\frac{[CH_3COO^-]\,[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = Ka$$

$$[H_3O^+] = \text{س}$$

$$[CH_3COO^-] = 0.3 + \text{س}$$

↵ تهمل لصغرها تقريبا

$$[CH_3COOH] = 0.2 + \text{س}$$

↵ تهمل لصغرها تقريبا

بالتعويض في Ka:

$$\frac{(\text{س})\,(٠,٣)}{(٠,٢)} = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$$

$$[H_3O^+] = \text{س} = 1.2 \times 10^{-5} \text{ مول / لتر}$$

$$\text{pH إذا} = - \text{لو } 1.2 \times 10^{-5} = 4.9$$

ثانـيا: نحسب قيمة pH بعد إضافة 1مول من NaOH إلى لتر من المحلول المنظم. وهذا يعني:

- إضـافة 0.1 مـول/الـتر مـن أيونـات OH^- إلى المحلول المنظم. والتي سوف تتفاعل مـع H_3O^+ الموجـودة فـي المحلـول المـنظم وبالتالي سوف يختل الاتزان فيتأين مزيدا من الحمض CH_3COOH

- نقصـان فـي تركـيز CH_3COOH بمقدار (0.1 مول/لتر) [كمية NaOH المضافة]

- نقصـان فـي تركـيز CH_3COO^- بمقـدار (0.1 مول/لتر) [كمية NaOH المضافة]

وعلـيه يصـبح [CH_3COOH] جديـد = 0.2 - 0.1 = 0.1 مـول/الـتر

[CH_3COO^-] جديد = 0.3 + 0.1 = 0.4 مول/لتر

والآن نحسب [H_3O^+] من تعبير Ka ⇐ $\frac{[CH_3COO^-][H_3^+O]}{[CH_3COOH]}$ = Ka

إذن $\frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COO]}$ = Ka ، بالتعويض

$$\frac{(٠,٤)\ (س)}{(٠,١)} = ١,٨ \times ١٠^{-٥}$$

س = [H_3O^+] = 4.5×10^{-6} مول/لتر

إذا pH = - لو [H_3O^+] = - لو 4.5×10^{-6} = 5.3

مقدار التغير في قيمة pH = 5.3 – 4.9 = 0.4 (لاحظ أن مقدار التغير طفيف)

سؤال:

محلـول مـنظم مكـون مـن NH_3 (0.2 مـول/لتر) و NH_4Cl (0.3 مول/لتر). احسب قيمة pH لكل مما يلي:

1- لمحلـول المـنظم علمـا بـأن Kb لـNH_3 = 1.8×10^{-5}

جواب: (pH = 9.1)

2- بعد إضافة (0.1 مول) من NaOH إلى لتر من المحلول السابق.

جواب: (pH = 9.4)

3- بعد إضافة (0.1 مول) من HCl إلى لتر من المحلول السابق.

جواب: (pH = 8.7)

الأملاح Salts

للملح أكثر من تعريف:

- فالبعض يعرفه على أنه مادة أيونية تنتج من تفاعل الحمض والقاعدة (تفاعل التعادل)
- والبعض يعرفه على أنه مادة أيونية تنتج من احلال أيون موجب محل أيون الهيدروجين في الحمض.
- والبعض الآخر يعرفه على أنه مادة أيونية تنتج من احلال أيون سالب محل أيون الهيدروكسيد في القاعدة.

ولفهم هذه التعريفات سندرس الأمثلة التالية:

مثال (1):تفاعل الحمض والقاعدة (تفاعل التعادل)

ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) ينتج من تفاعل HCl (حمض) مع NaOH (قاعدة)

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

ملح

المعادلة التالية تمثل تفاعل محلولي الحمض والقاعدة معا:

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

ينتج هذا التفاعل الأيوني جزيئات الماء، تاركا أيونات الصوديوم والكلور، في المحلول وعند تبخير الماء تتكون بلورات بيضاء من ملح كلوريد الصوديوم.

مثال (2):احلال أيون موجب محل أيون الهيدروجين في الحمض

$$K + HCl \rightarrow KCl + ½\ H_2$$

في هذه العملية حل أيون البوتاسيوم الموجب محل أيون الهيدروجين في الحمض لينتج ملح كلوريد البوتاسيوم.

مثال (3):احلال أيون سالب محل أيون الهيدروكسيد في القاعدة.

في هذه العملية يحل أيون البروم السالب محل أيون الهيدروكسيد في القاعدة لينتج ملح بروميد الصوديوم.

الخصائص الحمضية – القاعدية لمحاليل الأملاح

قـد يكـون الملـح متعادلا أو حمضيا أو قاعدي التأثير، ويعتمد ذلك على قوة الحمض والقاعدة المنتجة له.

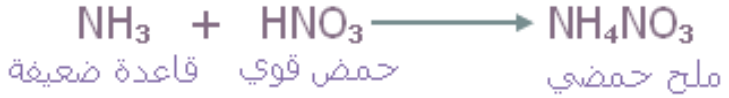
1.إذا كـان الملـح نـاتج عـن اتحـاد حمـض قوي مع قاعدة قوية فهو ملح متعادل (pH=7)

مثال:

2.إذا كان الملح ناتج عن اتحاد حمض ضعيف مع قاعدة قوية فهو ملح قاعدي (7 < pH).

مثال:

3. إذا كـان الملـح نـاتج عـن اتحاد حمض قوي مع قاعدة ضعيفة فهو ملح حمضي (7>pH).



4. إذا كـان الملح ناتج عن اتحاد حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة، علينا أن نقارن بيـن قوتـي الحمـض والقـاعدة المنـتجة له باسـتخدام ثابتي التأين Kb , Ka.

فإذا كانت:

Kb = Ka	Kb > Ka	Kb < Ka
فالملح متعادل	فالملح قاعدي	فالملح حمضي

الجدول التالي يلخص الخصائص الحمضية – القاعدية لمحاليل الأملاح كما تبين أعلاه:

		صفات الملح الناتج	pH الملح لمحلول
1	حمض قوي + قاعدة قوية	متعادل	7
2	حمض ضعيف + قاعدية قوية	قاعدي	7<
3	حمض قوي + قاعدة ضعيفة	حمضي	7>
4	حمض ضعيف + قاعدة ضعيفة	الملح الأقوى منهما هو الذي يحدد صفات	

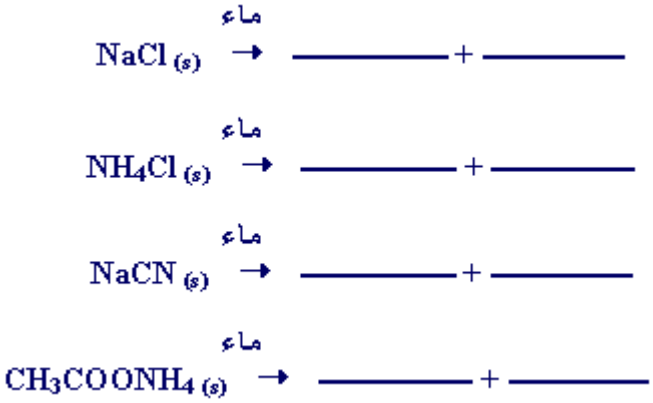
تمية الاملاح:

ينتج الملح من تفاعل الحمض مع قاعدة، وتنقسم الأملاح إلى أربعة أقسام تبعا لقوة الحمض والقاعدة المكونين للملح كما يلي:

١ | أملاح ناتجة من تفاعل حمض قوى وقاعدة قوية:	٢ | أملاح ناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة:
$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$	$NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$
$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$	
$Ba(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O$	
$Ca(OH)_2 + H_2SO \rightarrow Ca(OH)_4 + 2H_2O$	
٣ | أملاح ناتجة من تفاعل قاعدة قوية وحمض ضعيف:	٤ | أملاح ناتجة من تفاعل قاعدة ضعيفة وحمض ضعيف:
$CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$	$NH_4OH + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONH + H_2O$
$HCN + NaOH \rightarrow NaCN + H_2O$	
$2HF + Ba(OH)_2 \rightarrow BaF_2 + 2H_2O$	

وتتميز الأملاح بشكل عام أنّها تتفكك كلياً في الماء (سهم واحد باتجاه النواتج).

سؤال: أكمل المعادلات التالية:



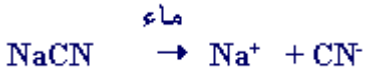
ملحوظة:

1- أن الملح يتكوّن من شقين، شق حمضي وآخر قاعدي. ولتوضيح ذلك:

أ- الشق الحمضي للملح مصدره قاعدة.

ب- الشق القاعدي مصدره حمضي.

لـنأخذ مـثلا الملح NaCN، فكما عرفت فهو يتأين في الماء كما يلي:



والآن أيهما Na^+ أم CN^- الشق الحمضي وأيهما الشق القاعدي ؟

1- تعلم أن Na^+ هو حمض مرافق لقاعدة قوية NaOH، ولذلك فهو الشق الحمضي في الملح. ويعتبر حمضا ضعيفا.

2- كمـا تعـرف أيضا أن CN^- هو قاعدة مرافقة لحمض ضعيف HCN، ولذلك فهو الشـق القاعدي في الملح ويعتبر أيضا قاعدة قوية. وهو الشق الأقوى الأكثر تأثيرا في المحلول.

سؤال: أكمل الجدول التالي بما يناسبه عمليا "

الملح	الشق الحمضي	الشق القاعدي	الشق الأقوى نسبيا
NH_4Cl	NH_4^+	Cl^-	NH_4^+
CH_3COONa	.....	.....	.....
NaF	.....	.....	.....
$NaCl$	.....	.....	.....
NH_4NO_3	.....	.....	.....

عرفت أن الأملاح حين تذوب في الماء ينتج الحمض و القاعدة المشتق منهما الملح. وتعتمد الخاصية الحامضية والقاعدية لمحلول الملح على قوة كل من الحمض والقاعدة الناتجين من ذوبان الملح في الماء. لذلك فإما أن يكون المحلول حمضيا ($pH < 7$) أو قاعديا (قلويا) ($7 < pH$) أو متعادلا ($pH = 7$).

أولا: (إضافة الملح الناتج من حمض قوى وقاعدة قوية إلى الماء) يلاحظ عند إضافة ملح $NaCl$ إلى الماء أن المحلول يبقى متعادلا. فماذا نستنتج من ذلك؟ نعرف بداية أن الماء النقي H_2O هو محلول متعادل حيث أن $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر. كما نعرف أيضا أن ملح $NaCl$ عند إضافته للماء يتفكك كليا كما يلي:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

وحيث أن المحلول بقي متعادلا حتى بعد إضافة الملح $NaCl$ فإن ذلك يعني: أن الأيونات الناتجة من تأين الملح (وهي Na^+، Cl^-) لم تحدث أي تغير على قيمة pH للمحلول. وهذا يعني أنها لم تتفاعل مع الماء (لم تتميه). وبالطبع هذا الأمر ينطبق على جميع الأملاح المكونة من حمض قوى وقاعدة قوية مثل: KNO_3، Na_2SO_4 و $NaCl$. فوجود الأيونات K^+، NO_3^-، SO_4^{-2}، Na^+، Cl^- لا يؤثر على قيمة pH لأنها لا تتفاعل مع الماء. (لا تتميه)

ملحوظة:

1 ـ في هـذا الـنوع من الأملاح وعند إضافتها للماء نقول أنها تـــتفكك، لأن أيوناتهـــا لا تـــتفاعل مـــع المـــاء.
2 ـ تفـاعل أيونـات الملح مع الماء يعرف بالتميه. والذي سيتضح بعد قليل.

سؤال:

عند إضافة $NaClO_4$ إلى الماء فإن الذي يحدث تفككا وليس تميها؟ (وضح ذلك).

ثانيا: (إضافة الملح الناتج من حمض قوي وقاعدة ضعيفة إلى الماء)

مثال:

هـل تتغـير قـيمة pH للمـاء النقـي عـند إضـافة ملـح NH_4Cl؟ وضـح إجابتك.
جواب:

1- قيمة pH للماء النقي = 7

2 ـ عند إضافة الملح فإنه يتفكك كما يلي:

$$NH_4Cl \rightarrow Cl^- + NH_4^+$$

3- Cl^- لا يتفاعل مع الماء وبالتالي لا يغير في قيمة pH. (لا يتميه).

4- NH_4^+ (شق حمضي قوي نسبيا) حيث أنه الحمض المرافق لقاعدة ضعيفة NH_3. لذلك فهو يتميه كما يلي:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$$

فيزداد تركيز H_3O^+ وبالتالي تقل قيمة pH

سؤال:

1- محلول NH_4Cl يحمر ورقة عباد الشمس الزرقاء. (فسر).

2- قيمة pH لمحلول NH_4Cl أقل من 7. (فسر).

جواب:

نفس إجابة السؤال السابق.

سؤال:

إضافة NH_4Cl إلى الماء يعتبر تميها. (فسر).

ثالثا: (إضافة الملح الناتج من قاعدة قوية وحمض ضعيف إلى الماء)

عند إضافة ملح NaCN في الماء. ما التغيرات التي يمكن أن تحدث على قيمة pH؟

1- تعلم أن الماء النقي وقبل أن يضاف له الملح، يكون محلولا متعادلا حيث $[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7} \times 11$ مول/لتر أي تكون pH = 7

2- وعند إضافة ملح NaCN فإنه يتفكك كليا في الماء كما يلي:

$$NaCN \xrightarrow{\text{ماء}} Na^+ + CN^-$$

3- وجود الشق Na^+ ليس له أي تأثير في قيمة pH

4- الشق الفاعدي للملح هو CN^- (وهو قوي نسبيا) حيث أنه القاعدة المرافقة لحمض ضعيف HCN.

وحيث أنه الشق الأقوى وهو قاعدي فهو يميل لاستقبال بروتون من الماء كما يلي:

$$CN^- + H_2O \leftrightarrows HCN + OH^-$$ (يحدث تميه)

وهذا يعني تكون أيون الهيدروكسيد. وبالتالي زيادة تركيزه في الماء مقارنة بتركيز $[H_3O^+]$ فترتفع قيمة pH للمحلول، فتصبح أكبر من 7. (أي أن المحلول قاعدي).

وبناء على ما سبق:

ملحوظة :يطلق على تفاعل شقي الملح او احداهما مع الماء بتمية الملح.

سؤال: محلول NaCN في الماء قلوي التأثير. (فسر).

جواب: عند إضافة الملح للماء، فإنه يتفكك كما يلي:

$$NaCN \rightarrow Na^+ + CN^-$$

أ- وجود Na^+ لا يؤثر في قيمة pH

ب- فيتفاعل الشق القاعدي (القوي نسبيا) مع الماء كما يلي:

$$CN^- + H_2O \leftrightarrows OH^- + HCN$$ (يحدث تميه)

وهـذا يعني تكون OH^- وزيادة تركيزة عن تركيز H_3O^+ فيصبح المحلول قاعديا (قلويا).

سـؤال: يحـدث تمـيه عـند إضـافة ملـح NaCN إلـى المـاء. (فسـر ذلـك).

جـواب: لأنـه مـع المـاء يـتفكك وتـتفاعل أحـد أيوناتـه مـع المـاء كمـا يلـي:

$$NaCN \xrightarrow{\text{تفكك}} Na^+ + CN^-$$

$$CN^- + H_2O \xleftrightarrow{\text{تميه}} Na^+ + CN^- \quad (\text{يحدث تميه})$$

أما Na^+ فإنه لا يتفاعل مع الماء. (لا يتميه).

رابعا: (إضافة الملح الناتج من حمض ضعيف إلى الماء)

مـثال: مـاذا يحـدث لقـيمة pH عـند إضـافة NH_4CN إلـى المـاء؟

كما تعلم:

1- قيمة pH للماء النقي تساوي 7.

2- عند إضافة الملح NH_4CN إلى الماء فإنه يتفكك كليا كما يلي:

$$NH_4CN \xrightarrow{\text{تفكك}} NH_4^+ + CN^-$$

3- يتميه كل من CN^- و NH_4^+ كما يلي:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + NH_3$$

$$CN^- + H_2O \leftrightarrows OH^- + HCN$$

حيث أنه ينتج عن تميه الأيونين أيونات H_3O^+ و OH^- فإذا كان:

$[H_3O^+] > [OH^-]$ فإن المحلول حمضي. $(pH < 7)$

$[H_3O^+] = [OH^-]$ فإن المحلول متعادل. $(pH=7)$

$[H_3O^+] < [OH^-]$ فإن المحلول قاعدي. $(pH >7)$

ولكن كيف يتم تحديد ذلك؟

إن هـذا النوع من الأملاح (المكوّن من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة) تكون صفة المحلول وتأثـيره علـى الكواشـف مـتوقفة على قيمة كل من K_a للحمض الضعيف و K_b للقاعدة الضعيفة كالتالي:

1- إذا كان K_a للحمض $= K_b$ للقاعدة، فإن المحلول متعادلا حيث $pH = 7$

2- إذا كان K_a للحمض $> K_b$ للقاعدة، فإن المحلول حمضيا حيث $pH < 7$

ـ إذا كان K_a للحمض $< K_b$ للقاعدة، فإن المحلول قاعديا حيث $pH > 7$

وبالنسبة للمثال السابق NH_4CN نجد أن $K_b (CN^-) > K_a (NH_4^+)$

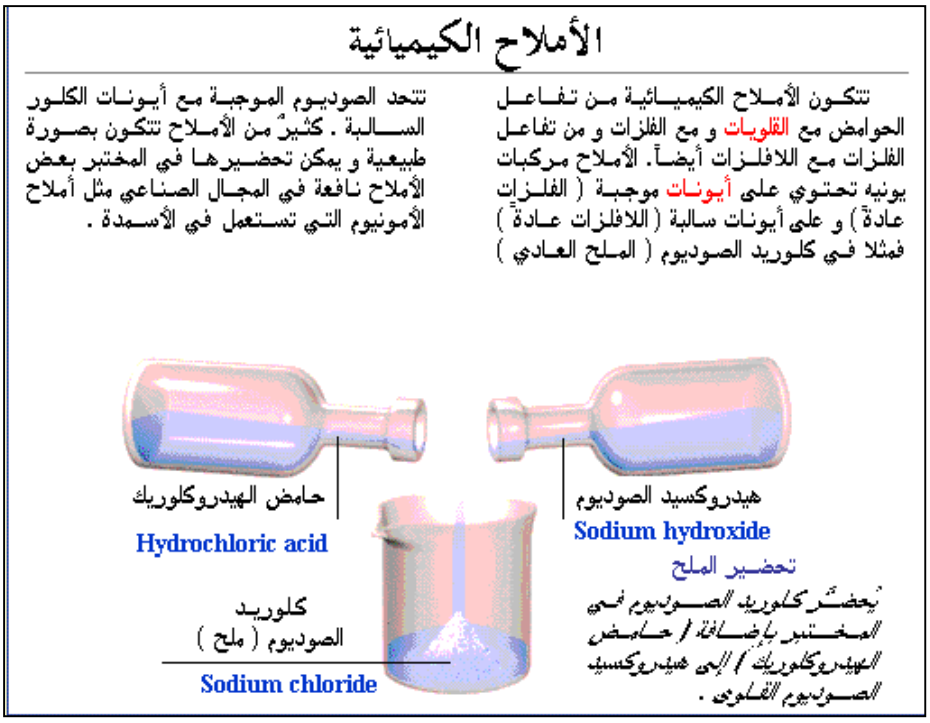
وعليه فإن المحلول القاعدي $(pH > 7)$

و يمكن تلخيص ما سبق كما يلي:

* أن صـفات الأمـلاح (حمضية ، قلوية ،متعادلة) تعتمد على قوة الحمض والقاعدة اللذين تكون منهما الملح و لذلك فيمكن أن تقسم إلى أربعة أقسام:

الملح	PH	نوع المحلول
١ ــ مكوّن من حمض قوي وقاعدة قوية	٧	متعادل
٢ ــ مكوّن من حمض قوي وقاعدة ضعيفة	أقل من ٧	حمضي
٣ ــ مكوّن من حمض ضعيف وقاعدة قوية	أكبر من ٧	قلوي
٤ ــ مكوّن من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة: يعتمد على قيم كل من Ka ، Kb		
فإذا كانت Kb < Ka	أقل من ٧	حمضي
Kb = Ka	٧	متعادل
Kb > Ka	أكبر من ٧	قلوي

* تعـريف التمـيه:هـو تفـاعل أيونـات الملـح مع الماء لتكوين OH^- أو H_3O^+ أو كليهمامعا.



المعايـرة:

عرفـت سـابقا، أن إضـافة الحمـض إلى القاعدة (أو العكس) ينتج عنه تكون الملح، كما درست أيضا أن محاليل الأملاح منها ما هو:

أ- حمضي التأثير (pH < 7) - ملح ناتج من حمض قوي وقاعدة ضعيفة.

ب- متعادل التأثير (pH = 7) - ملح ناتج من حمض قوي وقاعدة قوية.

جـ - قلوي التأثير (pH > 7) - ملح ناتج من حمض قاعدة قوية وحمض ضعيف.

المعايرة:

هي عملية الإضافة التدريجيـة من القاعـدة إلى الحمض (أو العكس) لمعرفة تركيز مجهول مـن الحمض أو القاعدة بوجود كاشف مناسب. والآن لنفترض إضافة قاعدة بشكل تدريجي لمحلول حمضي:

1 ـ بداية يكون المحلول حمضي pH له أقل من 7.

2 ـ وعـند إضـافة قـاعدة بشكل تدريجي فهذا يعني إضافة OH^-، وبالتالي تزداد قيمة pH للمحلول.

3 ـ وباسـتمرار إضـافة القـاعدة للحمـض سنصـل إلـى نقطـة يكـون فـيها: عـدد مولات الحمض H_3O^+ في المحلول = عدد مولات القاعدة OH^- المضافة. ويطلق على هذه النقطة (نقطة التكافؤ).

4 ـ وباسـتمرار إضافة القاعدة إلى المحلول بعد نقطة التكافؤ سيحدث ارتفاع في قيمةpH للمحلول، ويصبح المحلول قاعديا.

وبشكل عام، فإن المعايرة تكون بين:

حمض قوي وقاعدة قوية	حمض قوي وقاعدة ضعيفة	حمض ضعيف وقاعدة قوية
❖ عند نقطة التكافؤ:	❖ عند نقطة التكافؤ:	❖ عند نقطة التكافؤ:
ـ عدد مولات H_3O^+ = عدد مولات OH^- ـ يتكون ملح من الحمض القوي والقاعدة القوية ـ محلول الملح المتكون: PH له = ٧ ـ الملح المتكون لا تميّه ❖ (محلول الملح الناتج متعادل). لذلك تُعتبر: نقطة التكافؤ هي نقطة التعادل وهي نفسها النقطة التي يكون عندها عدد مولات H_3O^+ = عدد مولات OH^- نقطة التكافؤ = نقطة التعادل PH = ٧س	ـ عدد مولات H_3O^+ = عدد مولات OH^- ـ يتكوّن ملح من حمض قوي وقاعدة ضعيفة ـ محلول الملح المتكوّن: PH < ٧ ـ محلول الملح الناتج حمضي، حيث أن الملح الناتج يحدث له تميّه ـ تكون قيمة PH عند نقطة التكافؤ أقل من ٧ (نقطة التكافؤ لا تعتبر نقطة التعادل)	ـ عدد مولات H_3O^+ = عدد مولات OH^- ـ يتكوّن ملح من حمض ضعيف وقاعدة قوية ـ محلول الملح المتكوّن: PH > ٧ ـ محلول الملح الناتج قلوي، حيث أن الملح الناتج يحدث له تميّه ـ تكون قيمة PH عند نقطة التكافؤ أكبر من ٧ (نقطة التكافؤ لا تعتبر نقطة التعادل)

ولتوضيح الجدول السابق، نقول أنه في حالة:

1 ـ معايرة حمض HCl مع NaOH:

ـ حيث أن قيمة pH عند نقطة التكافؤ= 7. ولذلك تعتبر نقطة التكافؤ هي نقطة التعادل.

ـ الملح الناتج هو NaCl، وهو ملح متعادل (لا تميه).

2 ـ معايرة حمض HCl مع NH_3:

ـ وتكون قيمة pH عند نقطة التكافؤ < 7.

ـ الملح الناتج هو NH_4Cl، وهو ملح حمضي (يتميه) (اكتب معادلة التميه).

3 ـ معايرة حمض HCN مع NaOH:

ـ تكون قيمة pH عند نقطة التكافؤ > 7.

ـ الملح الناتج هو NaCN، وهو ملح قلوي (يتميه) (اكتب معادلة التميه).

سؤال:

فسر ما يلي مستعينا بمعادلات:

1 ـ عند معايرة HNO_3 مع KOH. تكون نقطة التكافؤ هي نفسها نقطة التعادل.

2 ـ عند معايرة HF مع KOH. تكون قيمة pH عند نقطة التكافؤ أكبر من 7.

والآن: كيف يمكن أن نعرف أننا وصلنا إلى نقطة التكافؤ أثناء المعايرة؟

عرفـت أن المعايرة تكون بإضافة تدريجية للقاعدة إلى الحمض (أو العكس) بوجود كاشف مناسب.

أولا: الخطوات العملية للمعايرة:

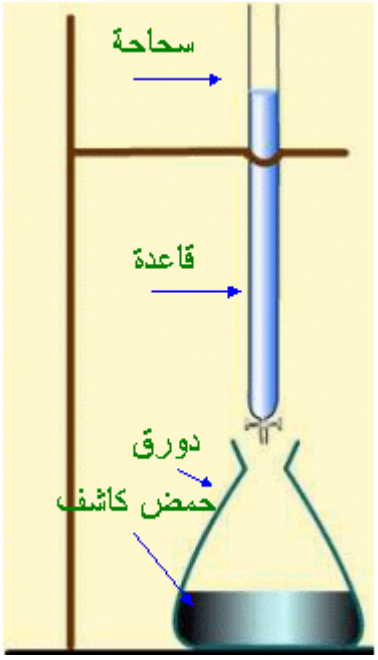
ثـم تحقـق مما يلـي:

أ- دورق مخروطـي يحـتوي على حمض وكاشـف مناسـب.

ب- سـحاحة تحـتوي علـى القـاعدة.

جـ- يتم إضافة القاعدة بشكل تدريجي من السحاحة إلى الحمض الموجود في الدورق.

د- تسـتمر الإضافة التدريجية للقاعدة حتى نصل إلى نقطة التكافؤ.



معايرة (إضافة قاعدة لحمض)

سؤال:

كيف نتعرف (نحدد) نقطة التكافؤ؟

جواب:

يـتم معـرفة نقطة التكافؤ أثناء المعايرة باستخدام الكواشف التي يتغير لونها في مدى تغير قيمة pH حول نقطة التكافؤ.

تغير الرقم الهيدروجيني (pH) أثناء المعايرة

والآن لندرس حسـابيا كيف تتغير قيمة pH أثناء المعايرة (إضافة قاعدة NaOH إلى حمض HCl).

مثال:

إذا كان لديك محلول من حمض HCL حجمه (25 مل) وتركيزه (0.1 مول /لتر). احسب ما يلي:

	السؤال	الجواب
أ :	قيمة PH للحمض HCl ؟	حمض HCl حمض قوي فهو يتأين كلياً، كما يلي: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ ويكون $[H_3O^+]$ = تركيز الحمض = ٠,١ مول/لتر إذاً PH = - لو ٠,١ = ١

تغير الرقم الهيدروجيني pH أثناء المعايرة

إذا كان لديك محلول من حمض HCl حجمه 25 مل وتركيزه 0.1 مول / لتر. احسب ما يلي:

	السؤال	الجواب
ب :	قيمة PH بعد إضافة(١٠مل) من محلول NaOH تركيزه (٠,١ مول/لتر)؟	عدد مولات H_3O^+ في المحلول = الحجم × التركيز = ح× ت $= \frac{٢٥}{١٠٠٠} \times \frac{١}{١٠} = ٢,٥ \times ١٠^{-٣}$ مول عدد مولات OH^- المضافة = ع × ت = $\frac{١٠}{١٠٠٠} \times \frac{١}{١٠} = ١ \times ١٠^{-٣}$ مول وبالتطبيع ستتفاعل أيونات H_3O^+ مع OH^-. وحيث أن عدد مولات H_3O^+ > عدد مولات OH^- . إذاً سيكون هنالك مولات فائضة من H_3O^+ . وعليه: عدد مولات H_3O^+ الفائضة = $٢,٥ \times ١٠^{-٣} - ١ \times ١٠^{-٣} = ١,٥ \times ١٠^{-٣}$ مول وبالتالي تركيز H_3O^+ = $\frac{\text{عدد مولات}}{\text{الحجم الكلي}} = \frac{١,٥ \times ١٠^{-٣}}{(٠,٠٢٥ + ٠,٠١)}$ $[H_3O^+] = ٤,٣ \times ١٠^{-٢}$ مول/لتر إذاً PH = - لو $٤,٣ \times ١٠^{-٢}$ = ١,٣٧

	السؤال	الجواب
جـ :	قيمة PH بعد إضافة (٢٤,٥ مل) من محلول NaOH تركيزه (٠,١ مول/لتر)؟	∴ عدد مولات H_3O^+ = ٢,٥ × $١٠^{-٣}$ مول عدد مولات OH^- المضافة = ح × ت = ٢٤,٥ / ١٠٠٠ × ١ / ١٠ = ٢,٤٥ × $١٠^{-٣}$ مول نحسب عدد مولات H_3O^+ الفائضة (قارن القيم السابقة) عدد المولات الفائضة = ١,٥ × $١٠^{-٣}$ − ٢,٤٥ × $١٠^{-٣}$ = ٥ × $١٠^{-٥}$ مول وعليه [H_3O^+] = ع الفائضة / ح كلي = ٥ × $١٠^{-٥}$ / ٠,٠٤٩٥ إذاً PH = − لو ١,٠١ × $١٠^{-٣}$ = ٣

	السؤال	الجواب
د :	قيمة PH بعد إضافة (٢٥ مل) من NaOH تركيزه (٠,١ مول/لتر)؟	نعلم: أن عدد مولات H_3O^+ = ٢,٥ × ١٠$^{-٣}$ مول عدد مولات OH^- المضافة = ح × ت = ٢٥/١٠٠٠ × ١/١٠ = ٢,٥ × ١٠$^{-٣}$ مول نلاحظ : HCl NaOH أن عدد مولات الحمض H_3O^+ = عدد مولات القاعدة OH^- أي أننا وصلنا إلى نقطة التكافؤ وهي هنا نفسها نقطة التعادل وعليه PH = ٧ لأن: $[H_3O^+] = [OH^-]$ = ١ × ١٠$^{-٧}$ مول/لتر

	السؤال	الجواب
هـ :	قيمة PH بعد إضافة (٢٥,٥ مل) من NaOH تركيزه (٠,١ مول/لتر)؟	نعلم: أن عدد مولات H_3O^+ = ٢,٥ × ١٠$^{-٣}$ مول عدد مولات OH^- المضافة = ح × ت = ٢٥,٥/١٠٠٠ × ١/١٠ = ٢,٥٥ × ١٠$^{-٣}$ مول بالطبع ستتفاعل الأيونات مع بعضها. إذاً سيكون هناك فائضاً من OH^- . لماذا؟ وعليه عدد مولات OH^- الفائضة = ٢,٥٥ × ١٠$^{-٣}$ − ٢,٥ × ١٠$^{-٣}$ = ٥ × ١٠$^{-٥}$ مول $[OH^-]$ = ع الفائضة / ح كلي = ٥ × ١٠$^{-٣}$ / ٠,٠٥٠٥ = ٩,٩ × ١٠$^{-٤}$ مول/لتر وحيث أن Kw = $[H_3O^+]$ $[OH^-]$ Kw = $[H_3O^+]$ = ١ × ١٠$^{-١١}$ / ٩,٩ × ١٠$^{-٤}$ = $[OH^-]$ إذاً PH = − لو ١ × ١٠$^{-١١}$ = ١١

ملحوظة هامة:

1 ـ أن قيمة pH تتغير ببطء إلى أن وصل حجم القاعدة المضافة إلى (25 مل) وعندها حدث تغير مفاجىء في قيمة pH. لأننا حقيقة وصلنا إلى نقطة التكافؤ حيث:

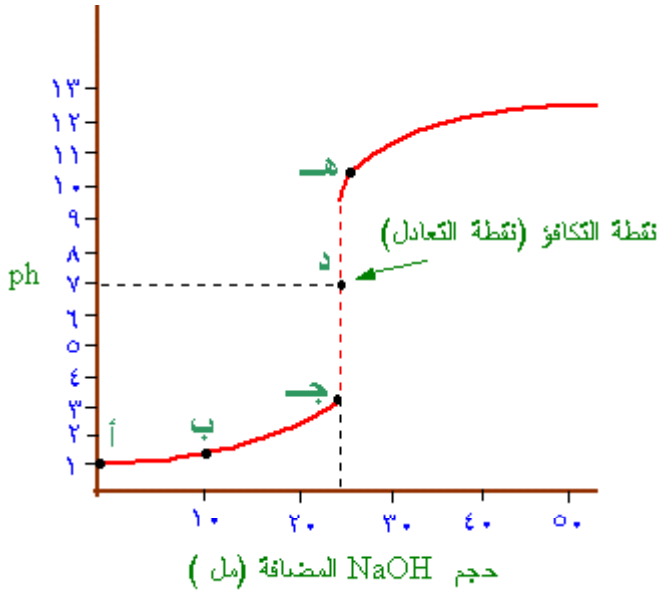
عدد مولات OH^- المضافة = عدد مولات H_3O^+

2 ـ أصبح المحلول متعادلا (pH = 7) لأن الملح المتكون NaCl لا يتميه.

*** ومن المثال السابق نستطيع أن نضع الجدول التالي:**

	أ	ب	جـ	د	هـ
حجم NaOH المضاف (مل)	صفر	10	24.5	25	25.05
قيمة pH	1	1.37	3	7	11

وعليه فإنه يمكن رسم العلاقة بين قيمة pH وحجم القاعدة المضافة فنحصل على منحنى يعرف بمنحنى المعايرة.



منحنى المعايرة لمحلول 0.1 مول/لتر HCl مع محلول 0.1 مول/لتر NaOH

وبناء على ما سبق وعند التدقيق في جدول الكواشف المجاور نلاحظ ما يلي:

الكاشف	تغير اللون	مدى الرقم الهيدروجيني الذي يحدث فيه تغير اللون
الميثيل البرتقالي	أحمر – أصفر	4.4 – 3.2
عباد الشمس	أحمر ـ أزرق	7 – 5
الفينولفثالين	عديم – زهري	10 – 8.2

1 ـ قـبل الوصول إلى نقطة التكافؤ (التعادل) – عند النقطة (جـ). كانت قيمـة pH = 3 ← المحلـول لا يـزال حمضي، نجـد أن ألوان الكواشف في حالة استخدام أي منها تكون كما يلي:

ميثيل برتقالي أحمر

تباع الشمس : أحمر

فينولفثالين : عديم اللون

2 ـ عـند نقطـة الـتكافؤ (التعادل) – عند نقطة (د). أي عند إضافة (0.5 مل) أخرى من NaOH (حجم NaOH كلي = 25 مل) قفزت قيمة pH من 3 إلى7. بالرغم أن الكمية المضافة (0.5 مل NaOH) هي عبـارة عن بضع قطرات. وبناء على ذلك نجد أن الميثيل البرتقالـي سـوف يعطـي اللـون الأصـفر، (والـذي يظهـر حـتى قـبل الوصـول لـنقطة الـتكافؤ) وعباد الشمس سوف يعطي اللون الأزرق (والذي يظهر عند الوصول لنقطة التكافؤ)أما الفينولفثالين سوف يبقى عديم اللون.

3 ـ عند النقطة هـ

عـند إضـافة (0.5 مـل) أخرى NaOH (حجم NaOH كلي = 25.5 مل) نجد أن قيمة pH قفزت من 7 إلى 11، بالرغم أن الكمية المضافة (0.5 مل NaOH) هي عبـارة عن

بضـع قطـرات. وبـناء علـى ذلـك نجـد أن الميثـيل البرتقالـي يـبقى اللـون أصـفر وعـباد الشـمس يـبقى علـى اللون الأزرق. أما الفينولفثالين والذي يغيـر لونه عـند (8.2) (وسـط قـاعدي) فإن اللون الزهري يظهر عند pH = 10 وهذا يشير إلى أن تغير لون الكاشف حصل بعد نقطة التكافؤ (تعادل).

لذلك نقول:

1 ـ عند معايرة حمض قوي وقاعدة قوية فإن نقطة التكافؤ(التعادل) تكون عند pH = 7. ويفترض أن يتغير لون الكاشف عند تلك النقطة. إلا أنه وفي معظم الحالات يتغير اللون بعد نقطة التكافؤ أو قبلها.

2 ـ عند معايرة حمض قوي وقاعدة قوية فإن pH للمحلول حول نقطة التكافؤ تتغير فجأة من (4 – 11) وفي هذا المدى تتغير ألوان الكواشف السابقة جميعا. لذلك يمكن استخدام أي منها كدليل لمعرفة نقطة التكافؤ (تعادل).

الكواشف:

وهـي حمـوض أو قواعد عضوية ضعيفة يختلف لونها في الحالة الجزيئية عنه في الحالة الأيونية.

أمثلة الكواشف:

عباد الشمس، الميثيل البرتقالي، الفينولفثالين.

والآن لـندرس كاشـف (حمض ضعيف) نرمز له بالرمز HIn، فعند تأين الحمض الضعيف (الكاشف) في الماء يتأين جزيئيا كما في المعادلة التالية:

$$HIn + H_2O \rightleftarrows In^- + H_3O^+$$

(معادلة التأين)

HIn: كاشف (حمض ضعيف) لون (١)

In^-: قاعدة مرافقة لون (٢)

وبالطبع يمكن كتابة تعبير ثابت الكاشف والذي سنرمز له (KIn):

$$\frac{[In^-]\,[H_3O^+]}{[HIn]} = KIn$$

وبإعادة ترتيب العلاقة السابقة

$$\frac{[HIn]\,Kin}{[In^-]} = [H_3O^+]$$

ملحوظة: (من العلاقة السابقة)

1 ـ النسبة بين $\frac{[HIn]}{[In^-]}$ تعتمد على تركيز $[H_3O^+]$ أي على قيمة pH.

2 ـ عند إضافة الكاشف لمحلول حمض (حيث $[H_3O^+]$ كبير):

أ- سوف يختل الاتزان في معادلة التأين للكاشف.

ب- وفقا لمبدأ لوشاتلييه سينزاح الاتزان نحو اليسار فيزداد تركيز [HIn] ويقل تركيز $[In^-]$.

جـ - سيظهر الكاشف بلون HIn لون (1).

3 ـ عند إضافة الكاشف لمحلول قاعدي (حيث يقل تركيز $[H_3O^+]$):

أ- سوف يختل الاتزان في معادلة تأين الكاشف.

ب- وفقـا لمـبدأ لوشـاتلييه سينزاح الاتزان نحو اليمين فيزداد تركيز [In^-] ويقل تركيز [HIn].

جـ - سيظهر لو In^- لون (2).

والفكـرة ذاتها يمكن تطبيقها في الكواشف القاعدية. فيمكن أن نرمز لها بالرمز B وتكون معادلة التأين:

$$B + H_2O \rightleftarrows BH^+ + OH^-$$

لـ الحمض المرافق (٢) لون

لـ الكاشف (قاعدة ضعيفة) (١) لون

وينطبق التفسير السابق عند إضافة الكاشف لمحلول حمضي أو محلول قاعدي.

والآن لـندرس الجـدول التالـي والـذي يبيـن تغير لون بعض الكواشف حسب تغير قيمة pH للمحلول.

جدول بعض الكواشف ومدى الرقم الهيدروجيني الذي تتغير ألوان الكواشف خلاله

الكاشف	تغير اللون	مدى الرقم الهيدروجيني الذي يحدث فيه تغير اللون
الميثيل البرتقالي	أحمر – أصفر	4.4 – 3.2
عباد الشمس	أحمر ـ أزرق	7 – 5
الفينولفثالين	عديم اللون – زهري	10 - 8.2

لندرس الكاشف الميثيل البرتقالي: (بالرجوع للجدول السابق).

1 ـ إذا كانت pH للمحلول الذي يحتوي الميثيل البرتقالي (3.2) أو أقل فإن المحلول يكون أحمر اللون.

2 ـ إذا كانـت pH للمحلـول الذي يحتوي الميثيل البرتقالي (4, 4) أو أكثر فإن المحلول يكون أصفر اللون.

3 ـ أمـا بين هذين الرقمين فيكون اللون وسطا بين لوني الجزئي والأيون. فالمدى (3.2 – 4,4) هو مدى الرقم الهيدروجيني الذي يتغير فيه لون الميثيل البرتقالي.

سؤال:

بالرجوع للجدول السابق أجب عما يأتي:

1 ـ مـا القـيمة التقريبـية للـرقم الهيدروجيني pH لمحلول أعطى لونا أزرق مع عباد الشمس وعديم اللون مع الفينولفتالين.

2 ـ مـا اللـون الـذي يعطيه محلول HCl تركيزه (0.001 مول/لتر) مع كل من الميثيل البرتقالي والفينولفثالين.

جواب:

1 ـ حيـث أن المحلول أعطى لونا أزرق مع عباد الشمس فهذا يعني أن قيمة $pH \leq 7$، وبمـا أن المحلـول أعطـى عديم اللون مع الفينولفثالين فإن قيمة $pH \geq 8.2$ وبناء على ذلـك فـإن قـيمة pH للمحلول$7 \geq pH \geq 8.2$. (لاحظ لا يمكن الحصول على قيمة pH بصورة دقيقة).

2 ـ لمحلـول [HCl] = 0.001 مـول/لتر، إذا pH = 3 الميثيل البرتقالي أحمر اللون الفينولفثالين عديم اللون

قانون التخفيف:

ان عدد مولات المذاب لا يتغير بتخفيف المحلول، الا أن حجمه وتركيزه يتغيران بالتخفيف.

عدد مولات المذاب قبل التخفيف = عدد مولات المذاب بعد التخفيف (التركيز × الحجم)

قبل التخفيف = (التركيز × الحجم) بعد التخفيف

$$ح_1 \times ت_1 = ح_2 \times ت_2$$

ويسمى هذا القانون بقانون التخفيف.

وللتطبيق على هذا القانون انظر الى التطبيق الآتي: اذا اردت تحضير محلول مخفف من حمض الكبريتيك حجمه 250 مل وتركيزه 1,8 مول/لتر، وكان لديك محلولا مركزا من الحمض ويبلغ تركيزه 18 مول/لتر. فكم يلزمك من حجم الحمض المركز لتحضير محلول الحمض المخفف المطلوب ؟

الجواب:

$ح_1$ = حجم المحلول المركز.

$ت_1$ = تركيز المحلول المركز = 18 مول/لتر.

$ح_2$ = حجم المحلول المخفف = 250 مل.

$ت_2$ = تركيز المحلول المخفف = 1,8 مول/لتر.

$$ح_1 \times ت_1 = ح_2 \times ت_2$$

$ح_1$ × 18 مول/لتر = 250 مل × 1.8 مول/لتر

$ح_1$ = 25 مل

ولتحضـير هـذا المحلول نأخذ 25 مل من المحلول المركز بوساطة ماصه ونضعه في دورق حجمي سعته 250 مل، ونكمل الحجم بالماء المقطر.