تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية

أوراق عمل الوحدة الرابعة الأحماض والقواعد

موقع المناهج ⇦ المناهج الإماراتية ⇦ الصف الثاني عشر المتقدم ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الثاني ⇦ أوراق عمل ⇦ الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2025-01-09 17:52:31

المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس
	إعداد: عبدالرحيم قدومي

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر المتقدم

صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الثاني

1	أوراق عمل الوحدة الرابعة Bases and Acids الأحماض والأسس منهج انسباير
2	مذكرة تأسيس بداية الفصل الثاني
3	الخطة الفصلية للمقرر الخطة C للعام 2024-2025
4	كتاب الطالب منهج انسباير
5	مذكرة القسم الأول مقدمة في الأحماض والقواعد

ملزمة الكيمياء

الوحدة الرابعة

الفصل الثاني 2024-25

12 متقدم

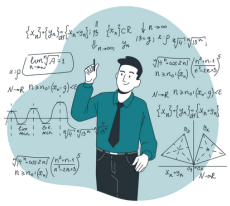
Telegram Group

الحل على موقع الأكاديمية

+971 50 620 6080
https://www.manasra.academy
تقديم واعداد الأستاذ: عبدالرحيم قدومي

Manasra Academy

باقة الكيمياء للفصل الثاني تحتوي على:

حصص مسجلة لشرح كامل مادة الفصل الثاني 	امتحانات الكترونية محاكية لامتحانات الوزارة	حصص مسجلة لمراجعة الهيكل وأسئلة السنوات
التحدث مع الأستاذ عن طريق الواتساب للإجابة عن الأسئلة	ملازم الفصل الثاني وحلولها	دعم فني للموقع 24 ساعة 7 أيام في الأسبوع

+ حصة مباشرة كل أسبوعين للإجابة عن الاستفسارات

لحجز مقعدك قم بزيارة موقع الأكاديمية واختر مادة الكيمياء

www.manasra.academy

+971 55 857 0980

https://www.manasra.academy

تقديم واعداد الأستاذ: محمود مناصرة

الوحدة الرابعة / الأحماض والقواعد

القسم الأول :مقدمة في الأحماض والقواعد

أمثلة على الأحماض :

المثال	حمض المثانويك (الفورميك)	حمض الكربونيك والفوسفوريك	حمض الهيدروكلوريك	حمض الستريك والاسكوربيك	حمض الأسيتيك
الاستخدام	في النمل	منكه في المشروبات الغازية	في المعدة	في الحمضيات	في الخل

أمثلة على القواعد :

- تستخدم في صناعة الصابون مثل هيدروكسيد الصوديوم .
- في صناعة مضادات الحموضة مثل هيدروكسيد المعنيسيوم(حليب المغنيسيا).

الخصائص الفيزيائية:

الأحماض	القواعد
1- لها مذاق حمضي لاذع	1- لها مذاق مر وزلقة الملمس
2- محاليلها المائية توصل التيار الكهربائي لأنها تحتوي على أيونات	2- محاليلها المائية توصل التيار الكهربائي لأنها تحتوي على أيونات

الخصائص الكيميائية:

الأحماض	القواعد
1- تتفاعل مع صبغة تباع اشمس وتحولها الى اللون الأحمر	1- تتفاعل مع صبغة تباع اشمس وتحولها الى اللون الأزرق
2- تتفاعل مع الفلزات النشيطة وينطلق غاز الهيدروجين: $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$	2- لا تتفاعل مع الفلزات
3- تتفاعل مع كربونات الفلزات والكربونات الهيدروجينية وينطلق غاز ثاني أكسيد الكربون: $NaHCO_3(s) + HC_2H_3O_2(aq) \rightarrow NaC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$	3- لا تتفاعل مع الكربونات

سلسلة النشاطية :

سلسلة النشاط
.
.
.
H
Cu
Ag
Hg
Pt
Au

سؤال : وضح بالمعادلة الكيميائية كيف يتعرف الجيولوجيون على الصخور الجيرية؟

تطبيقات

1. اكتب معادلات موزونة للتفاعلات بين:
   a. الألمنيوم وحمض الكبريتيك
   b. كربونات الكالسيوم وحمض الهيدروبروميك
2. **مسألة للتحدي** اكتب المعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل في السؤال 1b.

سؤال (1) : أي الفلزات التالية لا ينتج غاز الهيدروجين عند تفاعله مع الأحماض :

أ) Cu ب) Ca ج) Na د) Fe

سؤال (2) : أكتب معادلة تفاعل حمض النيتريك مع فلز المغنيسيوم :

سؤال (3) : أكتب المعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل السابق :

سؤال (4) : افترض أنك لاحظت سائلاً منسكباً من زجاجة غير مزودة ببطاقة تعريف ما هي الاختبارات الي تقوم بها لتحدد ما اذا كانت المادة المنسكبة حمضية أم قاعدية . (اختبارين)

سؤال (5) : كيف تميز بين الأحماض والقواعد بواسطة كربونات الكالسيوم $CaCO_3$؟

أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد :

- تحتوي جميع المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+(أو الهيدروجين H^+) وأيونات الهيدروكسيد OH^- .
- المحلول الحمضي يحتوي على ايونات هيدروجين أكثر من الهيدروكسيد .
- المحلول القاعدي يحتوي على أيونات هيدروكسيد اكثر .
- المحلول المتعادل يكون تركيز أيونات الهيدروجين = تركيز أيونات الهيدروكسيد .

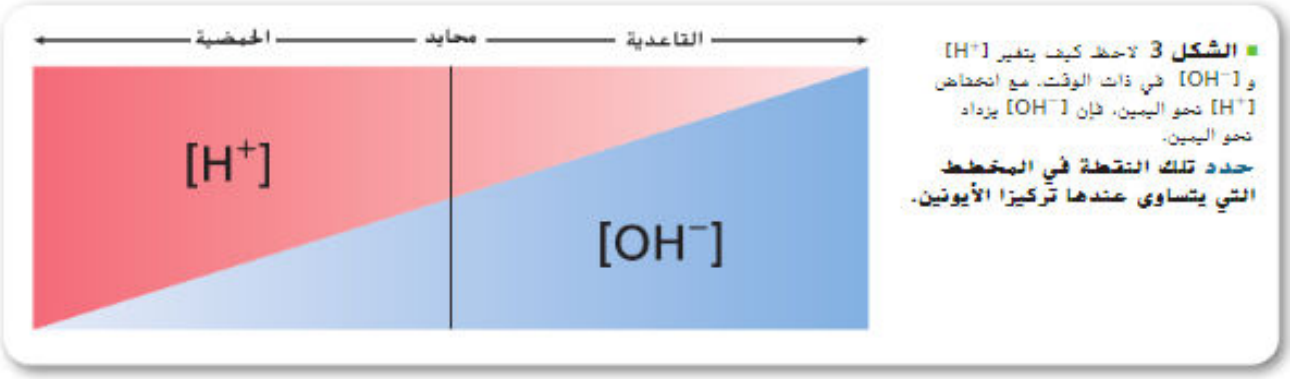
- التأين الذاتي للماء النقي : هو ذوبان الماء في الماء لإنتاج كميات متساوية من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد :

$$\underset{\text{جزيئا ماء}}{H_2O_{(l)}} + \underset{\text{جزيئا ماء}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{أيون الهيدرونيوم}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{أيون الهيدروكسيد}}{OH^-_{(aq)}}$$

أو يمكن كتابتها بطريقة أخرى:

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

- **أيون الهيدرونيوم :** عبارة عن أيون الهيدروجين مرتبط مع جزي الماء برابطة تساهمية .



الشكل 3 لاحظ كيف يتغير $[H^+]$ و $[OH^-]$ في ذات الوقت. مع انخفاض $[H^+]$ نحو اليمين، فإن $[OH^-]$ يزداد نحو اليمين.
حدد تلك النقطة في المخطط التي يتساوى عندها تركيزا الأيونين.

نموذج أرهينيوس:

حمض أرهينيوس :مادة تحتوي على الهيدروجين و**تتأين** في المحلول المائي وتنتج أيونات الهيدروجين .

مثال : ذوبان غاز كلوريد الهيدروجين في الماء: $HCl(g) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

قاعدة أرهينيوس :مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد و**تتفكك (تنفصل)** في المحلول المائي وتنتج ايونات الهيدروكسيد .

مثال: ذوبان المركب الأيوني هيدروكسيد الصوديوم في الماء: $NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$

قصور نموذج أرهينيوس:

- لم يفسر قاعدية بعض المواد التي لا تحتوي على مجموعة هيدروكسيد مثل : الأمونيا NH_3 ، وكربونات الصوديوم Na_2CO_3 ، لذلك ظهر نماذج أخرى للأحماض والقواعد.
  كربونات الصوديوم مسؤولة عن قاعدية بحيرة النطرون في تنزانيا.

سؤال :أكتب معادلة كيميائية لكل مما يلي:

1- تأين حمض الكبريتيك H_2SO_4 في الماء :

2- تأين حمض الأسيتيكCH_3COOH في الماء:

3- تفكك هيدروكسيد الكالسيوم في الماء :

نموذج برونشتد – لوري :

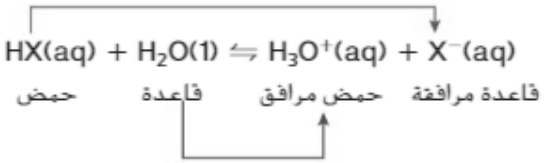
حمض برونشتد – لوري :مانح لأيون الهيدروجين (H^+) .

قاعدة برونشتد – لوري :مستقبل لأيون الهيدروجين.

سؤال :حدد حمض وقاعدة برونشتد – لوري في التفاعلات التالية :

التفاعل	*حمض برونشتد – لوري*	*قاعدة برونشتد – لوري*
$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$		
$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$		
$H_2O + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + OH^-$		
$HCO_3^- + H_2O \rightarrow H_2CO_3 + OH^-$		

الأحماض والقواعد المرافقة :



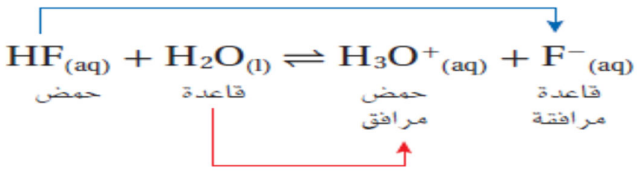
الحمض المرافق :هو النوع الناتج بعد أن تستقبل القاعدة أيون هيدروجين .

القاعدة المرافقة :هو النوع الناتج بعد أن يعطي الحمض أيون هيدروجين .

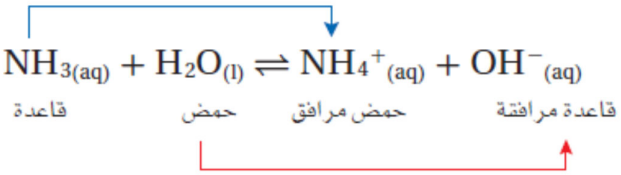
(**ملاحظة :** الحمض المرافق والقاعدة المرافقة مخصصان فقط لنواتج التفاعل بين الحمض والقاعدة)

الزوج المرافق :هو مصطلح يطلق على الحمض والقاعدة المرافقة له أو القاعدة والحمض المرافق لها في أي تفاعل بين حمض وقاعدة برونشتد – لوري .

أمثلة :



ملاحظة :يستخدم فلوريد الهيدروجين في تصنيع الكثير من المركبات التي تحتوي على الفلور مثل المركبات التي تستخدم في صناعة الطلاء غير اللاصق في أدوات المطبخ .



ملاحظات :1-يوجد دائما زوجين مرافقين في أي تفاعل بين حمض وقاعدة برونشتد – لوري .

2- يختلف الزوج المرافق (الحمض – القاعدة) عن بعضهما في البروتون فقط(H^+) .

سؤال : أي من الأزواج التالية يعتبر زوجاً مرافقاً حسب نظرية برونشتد– لوري :

A . NH_4^+/NH_3 B. Na_2O / NaOH C. H_3O^+/ NH_3 D. HCl /H_3O^+

سؤال : أكمل الجدول التالي :

المركب أو الأيون	الحمض المرافق	المركب أو الأيون	القاعدة المرافقة
H_2O		HF	
CO_3^{-2}		H_2	
NH_3		H_2O	
H^-		OH^-	

المادة الأمفوتيرية :هي المادة التي تتفاعل اما كحمض أو كقاعدة مثل الماء H_2O أو أي أيون سالب يحتوي على الهيدروجين مثل HCO_3^-

سؤال : وضح بالمعادلات أن الماء مادة أمفوتيرية :

سؤال : وضح بالمعادلات أن أيون HCO_3^- مادة أمفوتيرية .

تطبيقات

3. حدد زوج الحمض – القاعدة المرافق في كل تفاعل مما يلي:

a. $NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_2O(l)$

b. $HBr(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Br^-(aq)$

c. $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$

4. مسألة للتحدي نواتج التفاعل بين حمض وقاعدة هي H_3O^+ و SO_4^{2-}.
اكتب معادلة موزونة للتفاعل وحدد أزواج الحمض القاعدة المرافقة.

الحل :

سؤال (1) : ما اسم المرافق للحمض الضعيف ؟ ----------

سؤال رقم (2) : ما الحمض المرافق في المعادلة التالية : $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ ----------

أنواع الأحماض من حيث عدد البروتونات :

1- أحماض أحادية البروتون : هي الأحماض التي تمنح بروتونا واحدا فقط من كل جزيء ، مثل : HCl , HNO_3

(أي أن هذه الأحماض تتأين بخطوة واحدة مثل : $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$)

2- أحماض متعددة البروتون : هي الأحماض التي تمنح أكثر من بروتون من كل جزيء ، وتقسم الى قسمين :

أ) **ثنائية البروتون** : هي التي تمنح بروتونين من كل جزيء (أي تتأين على مرحلتين) مثل : H_2SO_4 :

ففي المرحلة الأولى يكون حمض الكبريتيك حمضا قويا : $H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$

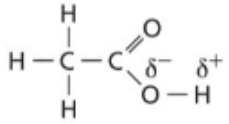
أما في المرحلة الثانية يكون أيون الكبريتات الهيدروجينية حمضا ضعيفا : $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{-2}$

ب) **ثلاثية البروتون** : هي التي تمنح ثلاث بروتونات من كل جزيء (تتأين على ثلاث مراحل) مثل : H_3PO_4 ,H_3PO_3 , H_3BO_3

سؤال : أكتب مراحل تأين حمض الفوسفوريك في الماء .

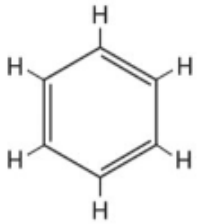
ذرات الهيدروجين القابلة للتأين :

- ذرات الهيدروجين المرتبطة بذرات لها كهروسالبية عالية(أعلى من الهيدروجين) مثل : الأكسجين أو الفلور هي القابلة للتأين لأن هذه الرابطة تكون قطبية
- أما في البنزين غير الحمضي ترتبط ذرة الهيدروجين بذرة الكربون لها كهروسالبية قليلة تساوي تقريباً الكهروسالبية للهيدروجين فتكون الرابطة بينهما غير قطبية فلا تتأين .



حمض الأسيتيك

فلوريد الهيدروجين



بنزين

■ **الشكل 9** يعتمد كون الهيدروجين قابلاً للتأين على قطبية رابطته. في حمض الأسيتيك، الأكسجين أكثر سالبية كهربائية من الهيدروجين. الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية، ولذلك تستطيع ذرة الهيدروجين أن تتأين في المحلول. في فلوريد الهيدروجين، الفلور أعلى سالبية كهربائية، ولذلك فإن HF عبارة عن حمض في المحلول. في البنزين، يكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرات الكربون والهيدروجين صغيرًا، ولذلك فإن البنزين ليس حمضًا.

الجدول 1 بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة

الحمض		القاعدة المرافقة	
الإسم	الصّيغة	الإسم	الصّيغة
حمض الهيدروكلوريك	HCl	أيون الكلوريد	Cl^-
حمض النيتريك	HNO_3	أيون النيترات	NO_3^-
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-
أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-	أيون الكبريتات	SO_4^{2-}
حمض الهيدروفلوريك	HF	أيون الفلوريد	F^-
حمض الهيدروسيانيك	HCN	أيون السيانيد	CN^-
حمض الأسيتيك (الخليك)	$HC_2H_3O_2$	أيون الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$
حمض الفوسفوريك	H_3PO_4	أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$	أيون الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
أيون الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}	أيون الفوسفات	PO_4^{3-}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-
أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-	أيون الكربونات	CO_3^{2-}

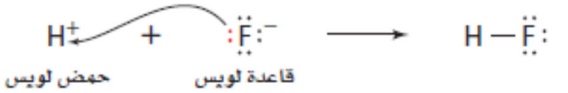
نموذج لويس : (أشمل من النماذج السابقة)

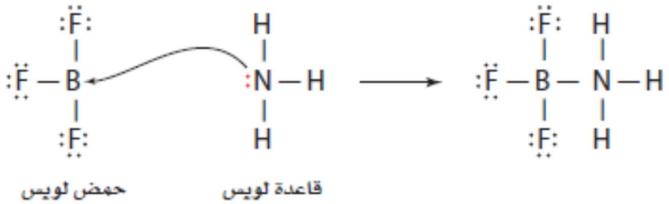
حمض لويس : هو عبارة عن أيون أو جزيء يمكن أن يستقبل زوجا من الالكترونات ليكون رابطة تساهمية .(لإحتوائه على فلك فارغ)
(مثل : BF_3 ، BCl_3 ، AlF_3 ، $AlCl_3$ ، وأي أيون موجب مثل Ag^+ , H^+)

قاعدة لويس : هي عبارة أيون أو جزيء يمنح زوجا من الالكترونات ليكون رابطة تساهمية .
(مثل : NH_3 ، H_2O ، وأي أيون سالب مثل F^- , Cl^-) .

تفاعل حمض – قاعدة لويس : هو تكون رابطة أو أكثر من الروابط التساهمية بين مانح زوج الالكترونات وبين مستقبله .

أمثلة :

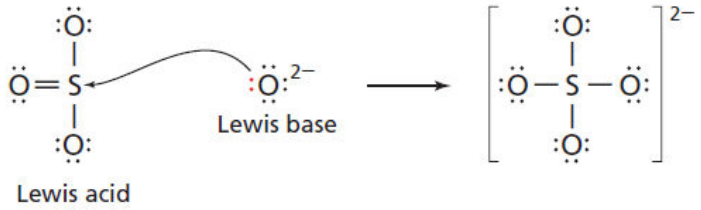




التفاعل	حمض لويس (مستقبل لزوج الالكترونات)	قاعدة لويس (مانحة لزوج من الالكترونات)
$H^+ + NH_3 \rightarrow NH_4^+$		
$Ag^+ + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+$		
$BF_3 + F^- \rightarrow BF_4^-$		
$BF_3 + NH_3 \rightarrow BF_3NH_3$		

أمثلة أخرى على تفاعلات أحماض وقواعد لويس

$$SO_3(g) + MgO(s) \rightarrow MgSO_4(s)$$



علل : التفاعل السابق مهم جداً في الصناعة .
- لأنه يستخدم لانتاج ملح ابسوم$MgSO_4,7H_2O$(كبريتات المغنيسيوم سباعي الهيدرات) الذي يستخدم في الحياة في عدة مجالات منها : كسماد للنباتات ، وتخفيف آلام العضلات .
- يحقن MgO في الغازات الخارجة من مداخن مصانع الطاقة التي تستخدم الفحم حيث يتفاعل مع SO_3 الذي يسبب المطر الحمضي .

الأنهيدريدات الحمضية :
-عبارة عن أكاسيد اللافلزات (أو هي أحماض منزوعة الماء) مثل : SO_3 , SO_2 , CO_2

- عند اتحاد هذه الأكاسيد مع ماء المطر يتكون المطر الحمضي: $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

- يذيب هذا المطر الحمضي الصخور الجيرية ويكون الصواعد والهوابط (وهي عبارة عن ترسبات جيرية تتدلى من سقف الكهف الجيري أو تتجمع على أرض الكهف) .

- أما أكاسيد الفلزات (مثلCaO الجير) تسمى أكاسيد قاعدية لأنها تذوب في الماء مكونة محاليل قاعدية $Ca(OH)_2$.

سؤال (1): اعتماداً على التفاعلات التالية :

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

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

$$AlCl_3 + Cl^- \rightarrow AlCl_4^-$$

صنف المتفاعلات في التفاعلات السابقة الى قواعد أرهينيوس وقواعد برونشتد – لوري وقواعد لويس مع تفسير الاجابة :

سؤال (2) : قارن بين النماذج الثلاث للأحماض والقواعد :

النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
1- أرهينيوس		
2- برونشتد– لوري		
3- لويس		

إجابات مراجعة القسم الأول :

القسم 1 مراجعة

5. حمض لويس مستقبل لزوج إلكترونات. قاعدة لويس مانح لزوج إلكترونات.يمتلك حمض لويس أيون هيدروجين قابل للتأين أو أيون هيدروكسيد قابل للتأين حتى يصبح حمض أو قاعدة أرهينيوس. حمض لويس ذرة هيدروجين يمكنه أن يمنحها ومن ثم لا يمكن أن يصبح حمض برونشتد – لوري. ومع ذلك، كل قواعد لويس هي قواعد برونشتد – لوري لأنها يمكن أن تستقبل أيون هيدروجين.
6. الخصائص الفيزيائية: يكون مذاق الحمض لاذعًا ويوصل الكهرباء. يكون مذاق القواعد مرًا وملمسه زلقًا ويوصل الكهرباء. الخصائص الكيميائية: تتفاعل الأحماض مع بعض الفلزات لإنتاج غاز الهيدروجين. تحول الأحماض ورقة تباع الشمس الزرقاء للون الأحمر. تتفاعل القواعد مع الأحماض وتحول ورق تباع الشمس الأحمر للون الأزرق.
7. في محلول حمضي، $[H^+] > [OH^-]$؛ محلول متعادل، $[H^+] = [OH^-]$؛ في محلول قاعدي، $[H^+] < [OH^-]$.
8. المركبات التي تمتلك ذرة هيدروجين قابلة للتأين أو أكثر هي فقط أحماض أرهينيوس.
9. HNO_2 (حمض) و NO_2^- (قاعدة مرافقة) H_2O، (قاعدة) و H_3O^+ (حمض مرافق)
10. يمتلك الفسفور في PCl_3 ثلاثة إلكترونات يشاركها مع ثلاث ذرات كلور وزوج إلكترونات غير مُشارك. يمكن أن يعمل زوج الإلكترونات غير المُشارك كقاعدة لويس.
11. ذرتا الهيدروجين المرتبطتان بذرات الأكسجين.

الواجب :حل الأسئلة 55 – 64 من أسئلة تقويم الوحدة

القسم الثاني :قوة الأحماض والقواعد :

الأحماض القوية والأحماض الضعيفة :يمكن التمييز بينها بعدة طرق منها :

أولاً : درجة التأين

الأحماض القوية :تامة التأين (الكتروليتات قوية) ، وجيدة التوصيل للتيار الكهربائي (علل) .

الأحماض الضعيفة :غير تامة التاين (الكتروليتات ضعيفة) وضعيفة التوصيل للتيار الكهربائي (علل).

الجدول 3 معادلات التأين

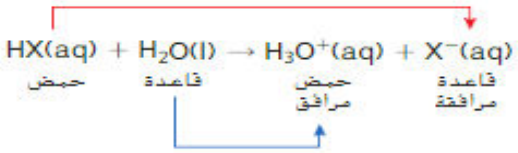
أحماض قوية		أحماض ضعيفة	
الإسم	معادلة التأين	الإسم	معادلات التأين
الهيدروكلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
الهيدرويوديك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الأسيتيك	$HC_2H_3O_2 \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$
البيركلوريك	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	الهيدروكبريتيك	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$
النيتريك	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	الكربونيك	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
الكبريتيك	$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	الهيبوكلوروز	$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$

قوة الأحماض ونظرية برونشتد - لوري :

1- بقدر ما يكون الحمض قوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة وبقدر ما تكون القاعدة قوية يكون حمضها المرافق ضعيفا .

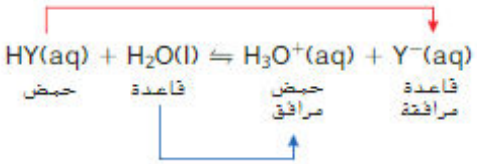
2- يتفاعل الحمض الأقوى مع القاعدة الأقوى لينتجا الحمض الأضعف والقاعدة الأضعف .

- مثال على تأين الحمض القوي (HX) :



علل : يتجه اتزان تأين الحمض القوي HX الى اليمين (يتأين HX تأين تام)؟ .....

- مثال على تأين الحمض الضعيف (HY) :



علل : يتجه اتزان تأين الحمض الضعيف HY الى اليسار (يتأين HY تأين غير تام)؟

.....

سؤال : صف محتويات المحاليل المائية المخففة لكل من الأحماض التالية : HI ، HCOOH

ثانياً :ثابت تأين الحمض k_a (ثابت اتزان الحمض الضعيف)

- هو قيمة ثابت الاتزان لتاين الحمض الضعيف.
- والمثال التالي يوضح تأين حمض الهيدروسيانيك(حمض البروسيك) الذي يستخدم في : **الصبغ ، والنقش وتقسية الفولاذ .**

$$HCN(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CN^-(aq)$$

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN][H_2O]}$$

$$K_{eq}[H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = 6.2 \times 10^{-10}$$

تطبيقات

12. اكتب معادلات تأين وتعبيرات ثابت التأين لكل حمض.

a. $HClO_2$ b. HNO_2 c. HIO

13. اكتب معادلة التأين الأولى والثانية لـ H_2SeO_3.

14. **مسألة للتحدي** إذا كان تعبير ثابت الاتزان لتفاعل هو $K_a = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$. أكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

الجدول 4 ثوابت التأين للأحماض الضعيفة

الحمض	معادلة التأين	K_a (298 K)
الهيدروكبريتيك، التأين الأول	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	8.9×10^{-8}
الهيدروكبريتيك، التأين الثاني	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	1×10^{-19}
الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	6.3×10^{-4}
الهيدروسيانيك	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	6.2×10^{-10}
الأسيتيك	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}
الكربونيك، التأين الأول	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	4.5×10^{-7}
الكربونيك، التأين الثاني	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	4.7×10^{-11}

- بالنسبة لأحماض والقواعد الضعيفة تكون قيمة k_a، k_b مقياس لقوة الحمض أو القاعدة الضعيفة .

- تعتبر الأحماض القوية السبعة أقوى الالكتروليتات وتوجد بالكامل في المحلول على شكل أيونات .

سؤال: اذا كان لديك الحمضين التاليين : محلول حمض الكبريتيك وتركيزه 0.1 M ومحلول حمض الهيدروفلوريكHF تركيزه 1.0M :

- أيهما أكثر تركيز ؟ ----------
- أيهما أكثر حمضية ؟ ----------

قوة القواعد : القواعد القوية والقواعد الضعيفة :

القواعد القوية : جميعها مركبات أيونية تذوب في الماء (تتفكك) بشكل تام .

الجدول 5 معادلات التفكك للقواعد القوية
$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$
$KOH(s) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$
$RbOH(s) \rightarrow Rb^+(aq) + OH^-(aq)$
$CsOH(s) \rightarrow Cs^+(aq) + OH^-(aq)$
$Ca(OH)_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
$Ba(OH)_2(s) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

أمثلة :

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \quad K_{sp} = 6.5 \times 10^{-6}$$

علل: بالرغم من صغر قيمة ثابت حاصل الاذابة لهيدروكسيد الكالسيوم (التي تدل على وجود أيونات قليلة من OH^- في محلوله المشبع) الا أنه يعتبرقاعدة قوية.
لأن كل المركب الذي يذوب يتفكك بشكل تام.

القواعد الضعيفة: تتأين في الماء جزئياً (تأين غير تام) .
مثل : المركبات التساهمية التي تحتوي على النيتروجين.

$$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightarrow CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

قاعدة — حمض — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$$

سؤال: ما هو الاتجاه المفضل للاتزان السابق؟ ----------

والجدول التالي يوضح بعض القواعد الشائعة :

الجدول 6 ثوابت التأين للقواعد الضعيفة		
القاعدة	معادلة التأين	K_b (298 K)
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	5.0×10^{-4}
ميثيل أمين	$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	4.3×10^{-4}
أمونيا	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	2.5×10^{-5}
أنيلين	$C_6H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	4.3×10^{-10}

ثابت تأين القاعدة :(k_b)
هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأين القاعدة.

تطبيقات

15. اكتب معادلات التأين وتعبيرات ثابت تأين القاعدة للقواعد الآتية:
    a. هكسيل أمين ($C_6H_{13}NH_2$)
    b. بروبيل أمين ($C_3H_7NH_2$)
    c. أيون الكربونات (CO_3^{2-})
    d. أيون الكبريتيت الهيدروجيني (HSO_3^-)
16. **مسألة للتحدي** اكتب معادلة للاتزان العكسي حيث تكون القاعدة في التفاعل الأمامي PO_4^{3-} والقاعدة في التفاعل العكسي OH^-.

إجابات مراجعة القسم الثاني :

القسم 2 مراجعة

17. يحتوي محلول HI على أيونات H_3O^+ و I^- وجزيئات الماء. يحتوي محلول HCOOH على أيونات H_3O^+ وأيونات $HCOO^-$ وجزيئات H_2O HCOOH.
18. كلما زادت قوة الحمض، ضعفت القاعدة المرافقة. كلما زاد ضعف الحمض، زادت قوة القاعدة المرافقة.
19. a. الحمض: HCOOH؛ قاعدة مرافقة: $HCOO^-$ قاعدة: H_2O؛ حمض مرافق: H_3O^+
    b. الحمض: H_2O؛ قاعدة مرافقة OH^-؛ قاعدة: NH_3؛ حمض مرافق: NH_4^+
20. تشير قيمة K_b إلى أن الأنيلين قاعدة ضعيفة.
21. HS^-, HCO_3^-, HCN, H_2S, H_2CO_3, CH_3COOH, HF

الواجب :حل الأسئلة 65–74 من أسئلة الوحدةالوحدة صفحة 200.

القسم الثالث : أيونات الهيدروجين وPH :

التأين الذاتي للماء :

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

- وجد أن تركيز كل من أيون الهيدرونيوم وأيون الهيدروكسيد في الماء النقي = 1×10^{-7} M عند درجة حرارة 25°C
- وجد كذلك أن حاصل ضرب تركيز أيون الهيدرونيوم و تركيز أيون الهيدروكسيد في أي محلول مائي = ثابت (k_w)
- سمي هذا الثابت **ثابت تأين الماء :** هو قيمة تعبير ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء.

علل : لا تتغير قيمة K_w عند زيادة تركيز أيونات H^+ .
(عندما يزداد تركيز أيونات H^+ ينزاح الاتزان نحو التفاعل العكسي حسب **مبدأ لوشاتلييه** فيقل تركيز OH^- بسبب تفاعلها مع أيونات H^+ ويبقى حاصل ضرب تركيز الأيونين ثابت)

- سمي هذا الثابت بثابت الماء وقيمته عند درجة حرارة 25°C : $K_w = [H^+][OH^-] = (1 \times 10^{-7})(1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14}$

المحاليل المتعادلة والحمضية والقاعدية :

1- في المحاليل المتعادلة : يكون تركيز أيون الهيدرونيوم = تركيز أيون الهيدروكسيد $[H^+] = [OH^-]$

2- في المحاليل الحمضية : تركيز أيون الهيدرونيوم أكبر من تركيز ايون الهيدروكسيد $[H^+] > [OH^-]$

3- في المحاليل القاعدية : تركيز أيون الهيدرونيوم أقل من تركيز ايون الهيدروكسيد $[H^+] < [OH^-]$

سؤال : احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في كل من المحاليل التالية :

$[H^+]$	$[OH^-]$
1×10^{-5} M	
1×10^{-13} M	
	1×10^{-3} M
4×10^{-5} M	

$[H^+]$	نوع المحلول	$[OH^-]$	نوع المحلول
1.0×10^{-3} M		1.0×10^{-4}M	
1.0×10^{-10} M		1.0×10^{-11} M	
1.0×10^{-7} M		**1.0×10^{-7} M**	

سؤال تحدي: احسب عدد أيونات $[H^+]$ وأيونات $[OH^-]$ في 300 ml من الماء النقي عند درجة 298K .

PH و POH :

سلم الرقم الهيدروجيني (PH) :

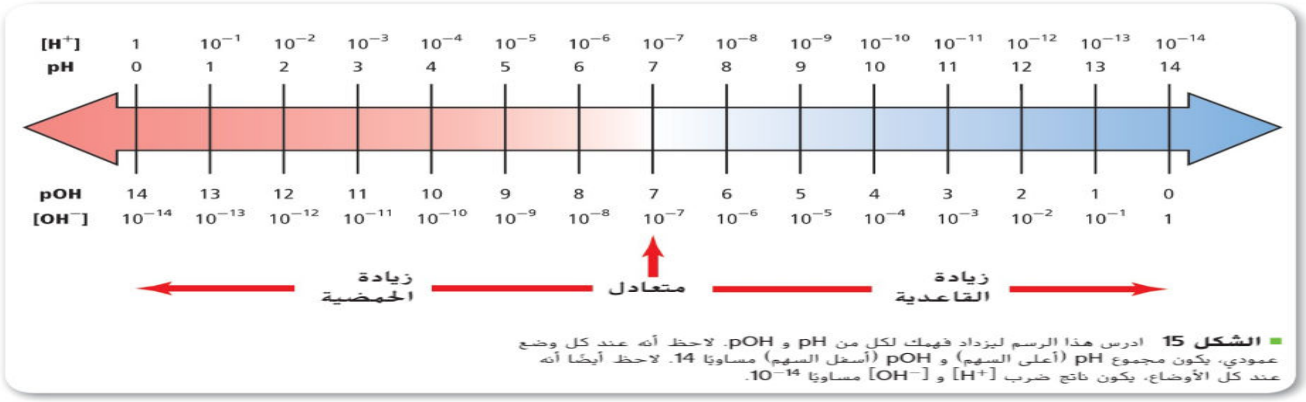
- **الرقم الهيدروجيني للمحلول(PH)** : هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم$[H_3O^+]$.
- **الرقم الهيدروكسيدي للمحلول (POH) :** هو سالب لوغاريتم تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$

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

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14.00$$

- الطبيعة اللوغاريتمية لمقياس PH : تعني أن أي تغير في وحدة PH تعني يمثل تغيراً بمعدل عشرة أضعاف في تركيز الأيون



الشكل 15 ادرس هذا الرسم ليزداد فهمك لكل من pH و pOH. لاحظ أنه عند كل وضع عمودي، يكون مجموع pH (أعلى السهم) و pOH (أسفل السهم) مساويًا 14. لاحظ أيضًا أنه عند كل الأوضاع، يكون ناتج ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ مساويًا 10^{-14}.

سؤال (1) : أكمل الجدول التالي :

POH	PH	$[OH^-]$	$[H^+]$
			1×10^{-2} M
			3×10^{-6}
			0.0055M
			0.000084 M
		8.2×10^{-6}M	
		4×10^{-3} M	
		1×10^{-6} M	
		6.5×10^{-4} M	

سؤال (3) :

احسب PH , POH لمحلول مائي يحتوي على 1.0×10^{-3} mol HCl مذاب في 5.0L من المحلول .

سؤال (4) :

احسب $[OH^-]$, $[H^+]$ في المحاليل التالية :

1- الحليب PH = 6.5

2- عصير الليمون PH = 2.37

3- حليب المغنيسيا PH = 10.5

4- محلول الأمونيا PH = 11.9

5- عينة من ماء البحر POH = 5.6

ملاحظات :

- الأحماض القوية تتأين تأين تام في المحلول المائي لذلك يكون **$[H^+]$ = تركيز الحمض القوي أحادي البروتون .**
- القواعد القوية تتفكك بشكل تام في المحلول المائي لذلك يكون $[OH^-]$ = تركيز القاعدة التي تحتوي على مجموعة هيدروكسيد واحدة .
- الأحماض والقواعد الضعيفة تتأين تأين غير تام ، لذلك لا يمكن حساب $[OH^-]$, $[H^+]$ مباشرة من تركيز الحمض أو القاعدة لذلك تستخدم قيم k_b , k_a لها.

حساب k_a من PH، POH:

1- احسب k_a لمحلول حمض الفورميك HCOOH تركيزه 0.1M و PH له تساوي 2.38 .

2- احسب ka للأحماض التالية اعتماداً على المعلومات المعطاة :

- 0.22M من محلول حمض H_3AsO_4 و PH له = 1.5 .

- 0.04M من محلول حمض $HClO_2$ و PH له = 1.80

3- احسب ka للأحماض التالية اعتماداً على المعلومات المعطاة :

- 0.0033M من محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH ، و POH له = 10.70

- 0.10M من محلول حمض السيانيكHCNO ، و POH له = 11.00

- 0.15 M من محلول حمض البيوتانويك C_3H_7COOH ، و POH له = 11.18 .

4- **تفكير ناقد** : احسب ka لمحلول حمض مجهول HX تركيزه 0.0091M و POH له = 11.32 ، استخدم جدول kaللاحماض صفحة (11) في أوراق العمل لمعرفة صيغة الحمض .

طرق قياس PH :

1- ورق الكواشف : تكون هذه الأوراق مغطاة بكاشف أو أكثر .
مثلورق تباع الشمس الذي يتغير لونه حسب تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول ويحدد المحلول اما أن يكون حض أوقاعدة.
من الأمثلة الأخرى على الكواشف كاشف الرقم الهيدروجيني الذي يتكون من عدة كواشف
الكاشف : مادة يعتمد لونها على تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول مثل تباع الشمس ، الفينولفثالين .
2- مقياس PH : يستخدم ايضاً لمعرفة PH للمحلول وهو أكثر دقة من ورق الكواشف .

القسم 3 مراجعة

35. مجموع pH و pOH يساوي 14.00. إذا كان المحلول حمضيًا، فإن pH له أقل من 7.00. ومن ثم، يجب أن يكون pOH أكبر من 7.00.
36. اطرح pOH من 14.00.
37. إذا كان تركيز أحد الأيونات معروفًا، يمكن حساب الأيون الآخر باستخدام التعبير K_w.
38. الزيادة في أيون OH^- من قطرة NaOH تُزيح التأين الذاتي للماء نحو اليسار وتُزيد مقدار جزيئات الماء غير المتفككة. $[OH^-]$ يزيد و $[H^+]$ ينقص.
39. كل من pH أو pOH أو $[H^+]$ والتركيز الأولي للحمض؛

40. $[H^+] = 3.2 \times 10^{-5}\ M$, $[OH^-] = 3.2 \times 10^{-10}\ M$
41. pH = 5.00
42. a. pH = 0.00 c. pH = 14.00
b. pH = 1.30 d. pH = 9.68
43. عندما يصبح المحلول حمضيًا، يزداد $[H^+]$ من 10^{-7} إلى 1 وينخفض $[OH^-]$ من 10^{-7} إلى 10^{-14} وينغير pH من 7 إلى 0 وينغير pOH من 7 إلى 14. عندما يصبح المحلول المتعادل أكثر حمضية، يقل $[H^+]$ من 10^{-7} إلى 10^{-14} ويزداد $[OH^-]$ من 10^{-7} إلى 1 وينغير pH من 7 إلى 14 وينغير pOH من 7 إلى 0.

واجب : - حل الأسئلة 75 – 84 .

القسم الرابع :تفاعلات التعادل

تفاعل التعادل : هو تفاعل الحمض مع القاعدة في محلول مائي لتكوين ملح وماء . (تفاعل استبدال ثنائي)

الملح : هو مركب ايوني يتكون من كاتيون القاعدة وأنيون الحمض .

$$Mg(OH)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

قاعدة + حمض → ملح + ماء

سؤال : اكتب المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل التعادل التالي :

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

معايرة الحمض – قاعدة :

المعايرة : هي طريقة عملية تستخدم لتحديد تركيز محلول بتفاعل حجم محدد من هذا المحلول مع محلول آخر معلوم التركيز . (اذا كان احدى المحلولين حمض يكون المحلول الأخر قاعدة) .

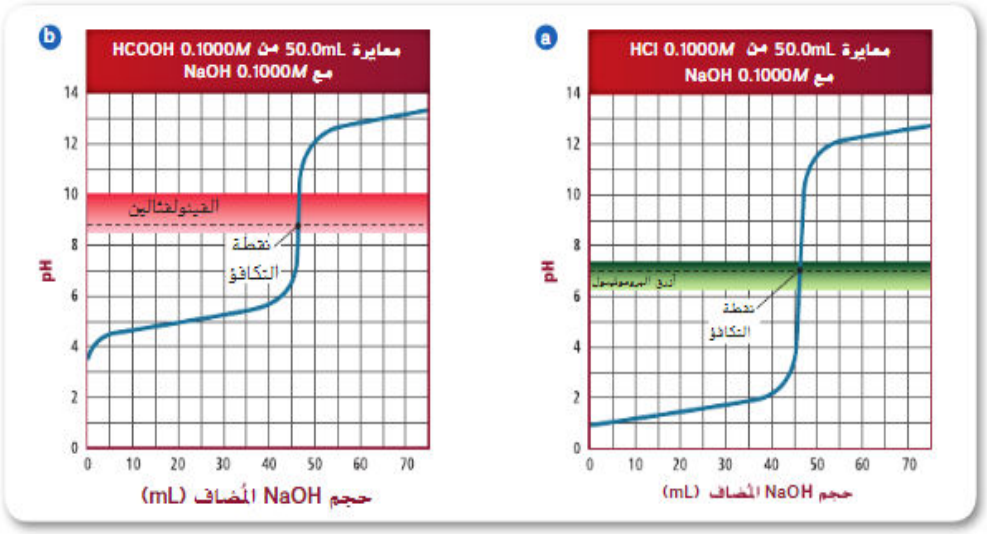
أدوات المعايرة : مقياس الرقم الهيدروجيني PH ، سحاحة ، دورق مخروطي

خطوات معايرة الحمض –قاعدة :

1- وضع حجم محدد من الحمض أو القاعدة مجهول التركيز في دورق مخروطي ، ثم قياس PH للمحلول وتسجيله
2- ملء السحاحة بالمحلول معلوم التركيز (المحلول القياسي أو محلول المعايرة) .
3- يتم اضافة المحلول القياسي من السحاحة تدريجياً الى الدورق وتسجيل قيمة PH بعد كل اضافة .
4- الاستمرار في الاضافة حتى الوصول الى **نقطة التكافؤ** .

نقطة التكافؤ : هي النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة .

5- تمثيل النتائج بيانياً :



الشكل (a) :

- يمثل معايرة حمض قوي HCl تركيزه 0.1M ، وحجمه 50ml (في الدورق) ، أما السحاحة تحتوي على قاعدة قوية NaOH تركيزها 0.1M .
- تكون قيمة PH للحمض في البداية داخل الدورق =1 (لان تركيزه = 0.1M)
- عند اضافة قاعدة من السحاحة تعادل جزء من الحمض فتزداد قيمة PH له تدريجياً .
- عند استهلاك جميع أيونات الحمض في الدورق تقفز قيمة PH الى 7 (نقطة التكافؤ) .
- عند اضافة زيادة من القاعدة القوية من السحاحة الى الدورق تقفز قيمة PH مرة اخرى .
- باضافة المزيد من NaOH من السحاحة تزداد قمة PH تدريجياً مرة أخرى .

ملاحظة مهمة : تعتمد قيمة PH عند نقطة التكافؤ لعملية المعايرة على نوع الملح المتكون .

سؤال : أذكر فرقين بين منحنيي المعايرة السابقين .

كواشف الحمض – قاعدة :

الكواشف : هي صبغات كيميائية تتأثر ألوانها بحمضية أو قاعدية المحلول ، وتستخدم في تحديد نقطة التكافؤ .

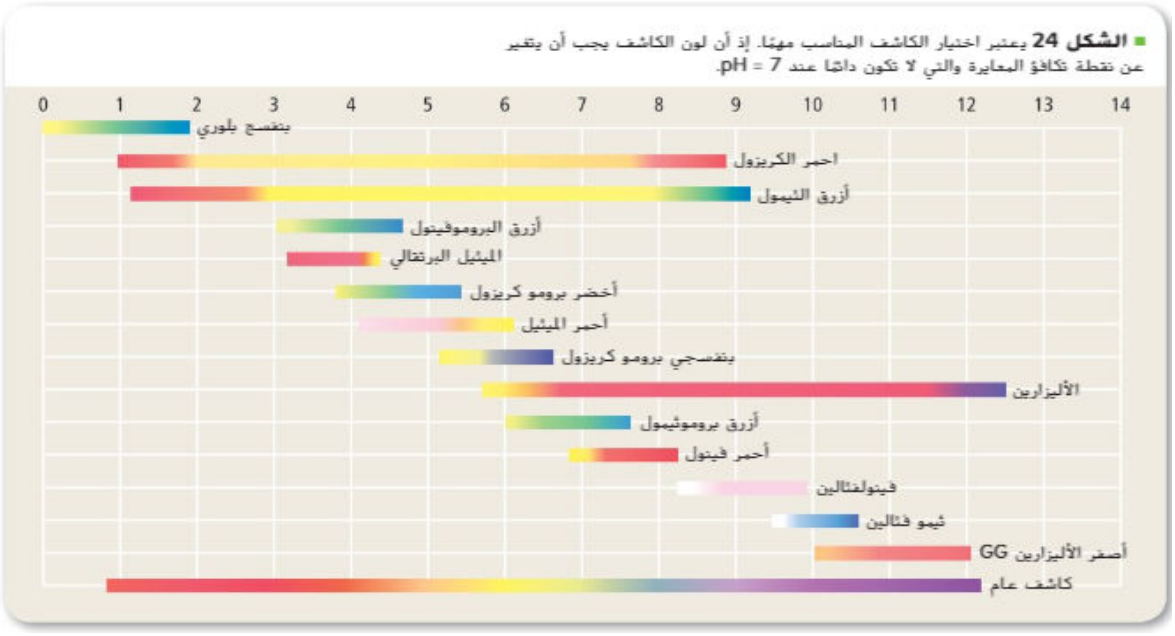
- هناك العديد من المواد الطبيعية يمكن استخدامها ككواشف مثل الشاي الذي يحتوي على مركب يسمى **بوليفينول**أو متعدد الفينول وهو حمض ضعيف جداً حيث يتأين في المحلول وينتج أيونات H^+ :

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

(أيونات الكاشف) (جزيئات الكاشف)

عند اضافة حمض (ليمون) الى الشاي فان الاتزان يضطرب حسب مبدأ لوشاتلييه وتزداد سرعة التفاعل العكسي فيقل مقدار تأين للكاشف الحمضي (HA) البوليفينول ويظهر لون جزيئاته .

- لاختيار الكاشف المناسب لعملية المعايرة يجب أن تكون نقطة التكافؤ ضمن مدى الدليل كما يظهر في الجدول التالي الذي يظهر مدى بعض الأدلة الشائعة :



الشكل 24 يعتبر اختيار الكاشف المناسب مهمًا. إذ أن لون الكاشف يجب أن يتغير عن نقطة تكافؤ المعايرة والتي لا تكون دائمًا عند pH = 7.

ففي المثال السابق :

- عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية تكون PH عند نقطة التكافؤ = 7 (لأن الملح الناتج يكون متعادل) لذلك نبحث عن الكاشف الذي مداه يحتوي على (PH = 7) فيكون كاشف الأزرق بروموثيمول .
- وعند معايرة حمض ضعيف مع قاعدة قوية تكون PH عند نقطة التكافؤ > 7 (لأن الملح الناتج يكون قاعدي) يكون الكاشف المناسب هو الفينولفثالين .

الكواشف ونقطة نهاية المعايرة :

- معظم الكواشف المستخدمة في عمليات المعايرة هي أحماض ضعيفة كل واحد منها له مدى من PH .
- **مدى الكاشف :** هو مدى من PH يتغير ضمنه لون الكاشف .
- **نقطة النهاية :** هي النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف خلال عملية المعايرة .
- وتعتبر نقطة النهاية مهمة لاختيار الكاشف المناسب الذي سوف يتغير لونه عند نقطة التكافؤ .

خطوات حل أسئلة المعايرة :

1- كتابة المعادلة الموزونة لتفاعل الحمض والقاعدة .

2- حساب عدد مولات المعلوم في المعايرة (عدد مولات المعلوم = مولارية المعلوم (M) × الحجم باللتر من السحاحة)

3- حساب عدد مولات المجهول (عدد مولات المجهول = عدد مولات المعلوم × $\frac{\text{عدد مولات المجهول في المعادلة}}{\text{عدد مولات المعلوم في المعادلة}}$)

4- حساب مولارية المجهول (M) (M = $\frac{\text{عدد مولات المجهول}}{\text{حجم المجهول باللتر}}$)

مسائل حسابية على المعايرة :

1- اذا لزم 18.28ml من محلول قياسي من NaOH تركيزه 0.1M لمعادلة 25ml من حمض الفورميك (الميثانويك) HCOOH ، احسب التركيز المولاري لمحلول حمض الميثانويك .

2- احسب التركيز المولاري لمحلول حمض النيتريك اذا لزم 43.33ml من محلول KOH تركيزه 0.1M لمعادلة 20.0 ml من الحمض .

3- احسب الحجم بوحدة (ml) لمحلول NaOH تركيزه 0.5M اللازم لمعادلة 25.0 ml من حمض الفسفوريك H_3PO_4 تركيزه 0.1M .

4- احسب حجم HCl تركيزه 0225M اللازم لمعايرة 6.0 g من KOH .
(الكتلة المولية KOH = 56 جرام / مول)

التحلل المائي للأملاح (تميؤ الأملاح):

- **الملح** : مركب أيوني ينتج من تفاعل الحمض مع القاعدة ويتكون من كاتيون القاعدة وأنيون الحمض .
- **التميؤ**: هو تفاعل الماء مع أيونات الملح الذائب التي مصدرها أحماض أو قواعد ضعيفة .
- **تميؤالأنيون :**

أنيون الملح : هو القاعدة المرافقة للحمض الضعيف (تكون قاعدة قوية):

$$KF(s) \rightarrow K^+(aq) + F^-(aq)$$

تميؤالأنيون : تفاعل الأنيون مع جزيئات الماء . يتكون أيونات الهيدروكسيد ويصبح المحلول قاعدي (تزداد قيمة PH) :

$$F^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq)$$

علل : المحلول المائي لكربونات الصوديوم (Na_2CO_3) قاعدي . (وضح إجابتك بالمعادلات) .

- **تميؤ الكاتيون :**

كاتيون الملح : هو الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة (حمض قوي).

$$NH_4Cl(s) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

تميؤ الكاتيون: تفاعل الكاتيون مع جزيئات الماء . يتكون أيونات الهيدرونيوم ويصبح المحلول حمضي (تقل PH)

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

علل : المحلول المائي لكلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) حمضي . (مع كتابة المعادلات)

حل الأسئلة التالية :

1- أي الأيونات التالية يتميأ وأيها لا يتميأ :

PO_4^{-3}	CO_3^{-2}	SO_4^{-2}	CH_3COO^-	K^+	NH_4^+	F^-	NO_3^-

2- حدد هوية المحاليل التالية (حمضية أو قاعدية أو متعادلة) :

$Ca(CH_3COO)_2$	NaCl	$BaCO_3$	NH_4NO_3	$Ba(OH)_2$	NH_4Cl	KI

3- علل : المحلول المائي لملح نيترات الصوديوم متعادل .

4- اكتب معادلات تميؤ الأملاح التالية في الماء وحدد ان كان المحلول حمضي أو قاعدي أو متعادل :

نيترات الأمونيوم : ----------

كبريتات البوتاسيوم : ----------

أسيتات الروبيديوم : ----------

كربونات الكالسيوم : ----------

واجب : حل الأسئلة من 85 -93 ، وسؤال 108 ، 111.

الاجابات :

القسم 4 مراجعة

49. كل تفاعل تعادُل عبارة عن تفاعل مول واحد من أيون الهيدروجين مع مول واحد من الهيدروكسيد لتكوين مول واحد من الماء.
50. نقطة التكافؤ هي pH التي تكون عندها مولات أيونات H^+ من الحمض متساوية مع مولات أيونات OH^- من القاعدة. نقطة النهاية هي النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف المستخدم في المعايرة.
51. تزداد pH في المحلول غير المنظم أكثر من pH المحلول المنظَّم.
52. $M_A = 0.1214\ M$
53. استخدم الأمونيا وملحها مثل نيترات الأمونيوم أو كلوريد الأمونيوم. استخدم كميات مولية متساوية من القاعدة ومن ملح القاعدة.
54. ضع حجمًا مُقاسًا من محلول CsOH في دورق مخروطي. أضف كاشفًا مثل أزرق البروموثيمول. املأ سحاحة بمحلول $0.250\ M\ HNO_3$. سجل قراءة السحاحة الأولية. أضف محلول HNO_3 ببطء إلى محلول CsOH حتى نقطة النهاية. سجل قراءة السحاحة النهائية. احسب حجم HNO_3 المُضاف. استخدم حجم ومولارية HNO_3 وحجم CsOH لحساب مولارية محلول CsOH.