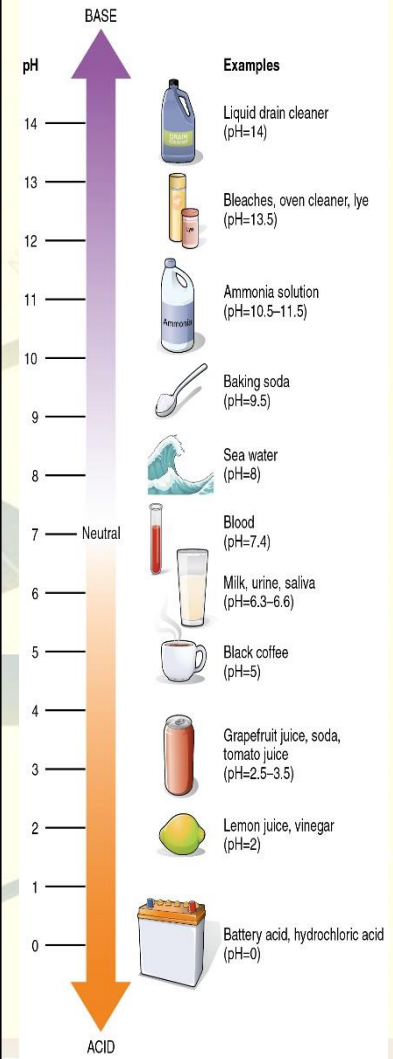




مذكرة في الكيمياء الاحماض والقواعد الصف الثاني عشر 2025/2024 اعداد أ. نعيم الإمام عقل

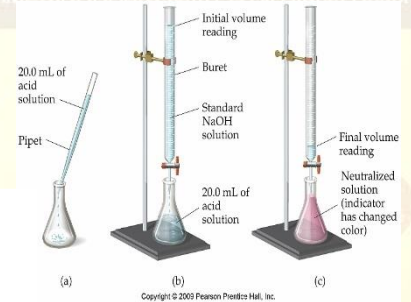


اسم الطالب:

الصف:

هذه المذكرة لاتعني عن الكتاب المدرسي وليست بهدف البيع او الربح

تمنيتي لجميع الطلبة والطالبات بالتفوق والنجاح



الاحماض والقواعد

الدرس الاول : مقدمة في الاحماض والقواعد

المصطلح	التعريف
المحلول الحمضي	هو محلول يحتوي علي تركيز عال من ايونات الهيدروجين H^+ اكثر من ايونات الهيدروكسيد OH^-
المحلول القاعدي	محلول يحتوي علي ايونات الهيدروكسيد OH^- اكثر من ايونات الهيدروجين H^+
المحلول المتعادل	محلول ليس حمضي او قاعدي لان الكميات من تركيزات ايونات الهيدروجين H^+ والهيدروكسيد OH^- متساوية
التاين الذاتي للماء	عملية انتقال البروتون H^+ من جزيء ماء الي جزيء ماء اخر منتجا ايون الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^-
	$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$ او $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$
ايون الهيدرونيوم $H_3O^+(aq)$	يعرف بالبروتون المماه لانه عبارة عن ارتباط ايون الهيدروجين H^+ بجزيء الماء برابطة تساهمية
حمض ارهينيوس	مادة تحتوي علي هيدروجين ويتاين لانتاج ايونات الهيدروجين في المحلول المائي
قاعدة الاهينيوس	مادة تحتوي علي مجموعة الهيدروكسيل وتتفصل لانتاج ايونات الهيدروكسيل في المحلول المائي
حمض برونشتد- لوري	هوحزئ او ايون يمنح البروتون (ايون الهيدروجين H^+)
قاعدة برونشتد- لوري	هوحزئ او ايون يستقبل البروتون (ايون الهيدروجين H^+)
الحمض المرافق	هو النوع الذي ينتج عندما تستقبل قاعدة ايون الهيدروجين
القاعدة المرافقة	هي النوع الذي ينتج عندما يمنح الحمض ايون الهيدروجين
زوج الحمض-القاعدة المرافقة	مادتين مرتبطتين معا عن طريق منح واستقبال ايون هيدروجين واحد
حمض لويس	ذرة او جزئ او ايون يستقبل زوج الالكترونات
قاعدة لويس	ذرة او جزئ او ايون مانح لزوج من الالكترونات
المادة الامفتورية	ايون او جزئ به زوج الكترونات غير مرتبط يمكنه ان يمنحه او (يشاركه).
الاحماض احادية البروتون	هي مادة تتفاعل مع الاحماض كقواعد ومع القواعد كاحماض اي يمكنها منح ايون الهيدروجين او استقباله مثل الماء
الاحماض متعددة البروتون	هي احماض تحتوي علي ذرة هيدروجين قابلة للتاين
الاحماض ثنائية البروتون	هي احماض بها اكثر من ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتاين
احماض ثلاثية البروتون	هي احماض تحتوي علي ذرتين من الهيدروجين قابلتين للتاين في كل جزئ
الانهدريد الحمض	هي احماض تحتوي علي ثلاث ذرات من الهيدروجين قابلة للتاين في كل جزئ
انهيدريد القاعدة	هو اكسيد لافلز يتحد مع الماء ليكون حمض
	هو اكسيد فلز يتحد مع الماء ليكون قاعدة

➤ خصائص الاحماض والقواعد:

الخصائص الفيزيائية للاحماض والقواعد:	
القواعد	الاحماض
1- لها مذاق مر وزلقة الملمس	1- لها مذاق حمضي لاذع
2- $\text{PH} > 7$	2- $\text{PH} < 7$
محاليلهما المائية توصل التيار الكهربائي؟ علل؟	
لان محاليلهما المائية تحتوي علي ايونات حرة الحركة مما يجعلها توصل الكهرباء وتعتبر الكتروليتات	
الخصائص الكيميائية للاحماض والقواعد	
تحول المحاليل القاعدية ورقة تباع الشمس من اللون الازرق الي اللون الاحمر	1- تحول المحاليل الحمضية ورقة تباع الشمس من اللون الازرق الي اللون الاحمر
	2- تتفاعل الاحماض مع الفلزات وتنتج غاز الهيدروجين
	$\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$ $2\text{Al(s)} + 3\text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{Al}_2\text{(SO}_4\text{)}_3\text{(aq)} + 3\text{H}_2\text{(g)}$
	3- تتفاعل مع كربونات وبيكربونات الفلز ويتصاعد غاز ثني اكسيد الكربون الذي يحدث فقاقيع
	مثال: تفاعل بين الخل وصودا الخبز ينتج عنه تحرير غاز CO_2 المسبب انتفاخ العجينة المخبوزة ويطلق عليه اسم معامل التخخير
	$\text{NaHCO}_3\text{(s)} + \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{(aq)} \rightarrow \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
كلاهما يغيران اللون الكواشف الكيميائية	

ملاحظات هامة:

1- حينما يتفاعل الحمض والقاعدة تختفي جميع الخصائص ماعدا **التوصيل للتيار الكهربائي**

2- **كيف تميز عمليا بين الحمض والقاعدة :**

أ- باستخدام ورق تباع الشمس

ب- باستخدام فلز الخارصين : اذا تصاعد غاز الهيدروجين يكون حمض وان لم يتصاعد تكون قاعدة

3- تنمو النباتات بشكل افضل حسب نوع التربة وعلي سبيل المثال :

• يزدهر نبات الوردي في التربة الغنية الرطبة ومعتدلة الحموضة

• ينمو نبات المخلدية المعروف بنبات الدجاج والكتاكيت في التربة الاقل رطوبة والاقل قاعدية

4- يمنع منا باتا تذوق اي مادة في المختبر او لمسها للتعرف عليها ؟ لان هناك منها ماهو سام ومنها ماهو حارق

ويسبب تاكل الجلد

اعداد أ. نعيم الامام عقل

0508194296

الاستخدام	الحمض
✓ يفرزه النمل الاحمر عندما يشعر بالخطر علي مستعمرة النمل فتحذر جميع المستعمرة اي يستخدمه كوسيلة دفاع كيميائية ✓ تفرز المعدة الذي يساعد في عملية الهضم ✓ في تنظيف الطوب والخرسانة ✓ يستخدم في الكشف عن الصخور الجيرية: ✓ يتعرف الجيولوجيون عن الصخور الجيرية وذلك باضافة حمض HCl محلول حمض الهيدروكلوريك اليها فاذا انتجت بضع قطرات للحمض فقاعات من غاز CO₂ يكون الصخر جيريا اي يحتوي علي كربونات الكالسيوم CaCO₃	الفورميك (النمليك/ الميثانويك) HCOOH حمض الهيدروكلوريك (حمض المورياتيك) HCl
✓ المسئولا عن النكهة الحمضية في المشروبات الغازية ومذاقها الحاد هما	حمض الكربونيك H₂CO₃ وحمض الفوسفوريك H₃PO₄
✓ المسئولا عن الحموضة في البرتقال والليمون والجريب فروت هما	حمض الستريك وحمض الاسكوربيك (فيتامين c)
✓ المسئول عن الحموضة في الخل ✓ يضاف الي المواد الغذائية	حمض الاسيتيك (الاسيتيك/ الايثانويك)
☞ هو المحلول المائي لغاز سيانيد الهيدروجين ☞ استخدامات سيانيد الهيدروجين (غاز سام) ✓ يوجد في: عوادم السيارات - التبغ - دخان الخشب- الدخان المنبعث من المواد البلاستيكية المحتوية علي النيتروجين ✓ تستخدمه بعض الحشرات كآلية دفاع كيميائية للدفاع عن نفسها مثل : الديدان الالفية - عثة البورنت ✓ تحتوي الفواكه ذات النواة مثل الخوخ- الكرز علي السيانوهدرينات غير ضارة لانه لا يتم انتاج حمض الهيدروسيانيك في لب النواة وعنداكل النواة تتحول السيانوهدرينات الي حمض الهيدروسيانيك في الجهاز الهضمي ✓ يستخدم حمض الهيدروسيانيك في الصبغ- النقش- تقسية الفولاذ	حمض الهيدروسيانيك HCN (حمض البروسيك)
الاستخدام	القاعدة
✓ تستخدم كسائل تنظيف في المنزل ✓ يضاف الي علف الحيوان (التبن والقش) لانها تعزز نمو البروتين ✓ يستخدم في فتح انابيب الصرف الصحي المسدودة ✓ صناعة الصابون ✓ معالجة حموضة المعدة	الامونيا NH₃ هيدروكسيد الصوديوم NaOH الاقراص المضادة للحموضة

ايونات الهيدرونيوم وايونات الهيدروكسيد :

- ✓ جميع محاليل الماء تحتوي علي ايونات هيدروجين H⁺ وايونات هيدروكسيد OH⁻
- ✓ تحدد الكميات النسبية للايونين ما اذا كان المحلول المائي حمضي او قاعدي او متعادل

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

✓ الماء النقي متعادل التأثير علي تباع الشمس ؟ علل ؟ لان تركيز ايون الهيدرونيوم $H_3O^+(aq)$ والمسئول عن الحمضية يساوي تركيز ايون الهيدروكسيد $OH^-(aq)$ والمسئول عن القاعدية اثناء التاين الذاتي للماء

نموذج ارهينيوس للاحماض والقواعد

قاعدة ارهينيوس	حمض ارهينيوس
✓ مادة تحتوي علي مجموعة هيدروكسيد وتتفصل لانتاج ايون الهيدروكسيد في المحلول المائي مثال: عند ذوبان المركب الايوني هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء تتفصل ايونات OH^- التي تجعل المحلول قاعديا $NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$	✓ مادة تحتوي علي هيدروجين قابل للتاين و انتاج ايونات الهيدروجين في المحاليل المائية مثال: عند ذوبان غاز كلوريد الهيدروجين في الماء تتأين جزيئات HCl لتكوين ايونات H^+ التي تجعل المحلول حمضيا $HCl(g) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

✓ **نجاح ارهينيوس في تفسير الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية**

✓ **مواطن القصور عند ارهينيوس:**

✓ هناك مركبات تذوب في الماء وتنتج ايونات OH^- علي الرغم من انها لا تحتوي علي ايونات OH^- مثل: الامونيا NH_3 وكربونات الصوديوم Na_2CO_3 وهما قاعدتان معروفتان
✓ هناك مركبات لا تحتوي علي ايونات الهيدروجين وحينما تذوب في الماء تنتج ايونات H^+ مثل CO_2

ملحوظة :

المسئول عن قاعدية بحيرة النطرون ببنزانيا هو وجود كربونات الصوديوم والتي مصدرها الصخور البركانية المحيطة بالبحيرة فتدخل الي ماء البحيرة ولا تجد مخرج منها واثناء عملية التبخر يزداد تركيز المعادن تاركا قشرة بيضاء علي السطح ومياه عالية القلوية

تمنياتي لجميع الطلبة والطالبات بالنجاح والتفوق
مع تحيات أ. نعيم الامام عقل
0508194296

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

نموذج برونشتند - لوري

✓ يعتبر نموذجا اكثر شمولية للامحاض والقواعد
✓ يركز ذلك النموذج علي ايونات الهيدروجين (H^+)

الماتح والمستقبل لايون الهيدروجين :



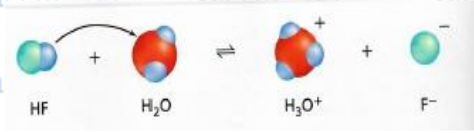
قاعدة مرافقة حمض مرافق قاعدة حمض

يمثل الرمزان X^- , Y : عناصر لافلزنية او ايونات متعددة الذرات سالبة

الازواج المرافقة هي: H_2O/H_3O^+ , HX/X^-

تمثل X^- قاعدة مرافقة لانها تمتلك شحنة سالبة ويمكنها ان تستقبل سريعا ايون الهيدروجين الموجب وهذا يمكن حدوث تفاعل بين الحمض المرافق H_3O^+ والقاعدة المرافقة X^- في الاتجاه العكسي لتكوين الماء و HX

الاحماض والقواعد المرافقة :



✓ تتضمن تفاعلات برونشتند- لوري زوجين حمض- قاعدة مرافق

➤ فلوريد الهيدروجين - حمض برونشتند -لوري:



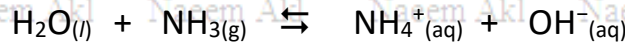
قاعدة مرافقة حمض مرافق قاعدة حمض

الازواج المرافقة هي: H_2O/H_3O^+ , HF/F^-

✓ يستخدم فلوريد الهيدروجين في: صناعة العديد من المركبات التي تحتوي علي الفلور حيث يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع المركبات العضوية(الهيدروكربونات) فتحل ذرة الفلور محل ذرة الهيدروجين وتكون مادة التفلون (رباعي فلورو ايثين) المستخدمة في تبطين اواني الطهي (الطلاء غير لاصق في ادوات المطبخ وتجعل السطح ناعم)

✓ يعتبر فلوريد الهيدروجين حمضا طبقا لتعريفات ارهينيوس وبرونشتند-لوري

➤ الامونيا NH_3 - قاعدة برونشتند -لوري:



قاعدة مرافقة حمض مرافق قاعدة حمض

في التفاعل الامامي :

الامونيا قاعدة برونشتند-لوري تستقبل البروتون H^+ من الماء باعتباره حمض برونشتند-لوري لتكوين ايون الامونيوم

NH_4^+ وايون الهيدروكسيد OH^-

في التفاعل العكسي :

يقوم ايون الامونيوم NH_4^+ (الحمض المرافق لقاعدة الامونيا) باعطاء البروتون H^+ لتكوين جزئ الامونيا ويستقبل ايون الهيدروكسيد (القاعدة المرافقة لحمض الماء) البروتون H^+ لتكوين جزئ الماء

الماء مركب امفتوري اي حمض وقاعدة برونشتد - لوري (علل):

بناءا علي ماهية المادة في المحلول يتفاعل الماء

✓ فحينما يتفاعل فلوريد الهيدروجين في الماء يعمل الماء كقاعدة برونشتد-لوري

✓ وحينما تتفاعل الامونيا في الماء يعمل الماء كحمض برونشتد - لوري

ملاحظات هامة:-

✓ اقترح العالمان يوهانس بونشتد- وتوماس لوري نموذجا اكثر شمولية للاحماض والقواعد

✓ جميع الاحماض والقواعد التي تندرج تحت تعريف ارهينيوس هي تندرج ايضا تحت احماض

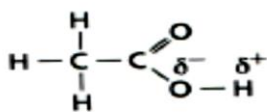
برونشتد-لوري

✓ بعض المواد التي ينقصها مجموعة هيدروكسيد ومن ثم لا يمكن اعتبارها قواعد طبقا لتعريف

ارهینوس یمن تصنیفها کقواعد حسب برونشند- لوری

✓ يعتمد كون الهيدروجين قابل للتأين على قطبية رابطة:

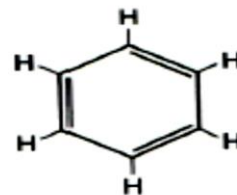
المركب	حمض بروثنتد-لوري	التفسير
محلول حمض الاسيتيك CH_3COOH	نعم	لان ذرة الاكسجين لها سالبية كهربية عالية مقارنة بذرة الهيدروجين فتكون الرابطة بين الاكسجين والهيدروجين قطبية فتستطيع ذرة الهيدروجين ان تتاين في المحلول
محلول فلوريد الهيدروجين HF	نعم	الفلور اعلي سالبية من الهيدروجين فتجعل الرابطة بين الهيدروجين والفلور رابطة قطبية فيتاين الهيدروجين في المحلول ويعتبر HF حمضا في المحلول
البنزين C_6H_6	لا	ترتبط كل ذرات الكربون بالهيدروجين والسالبية الكهربية لذرات الكربون تقريبا نفس السالبية الكهربية لذرات الهيدروجين فيكون فرق السالبية الكهربية بين ذرات الكربون و الهيدروجين صغيرا مما يجعل الروابط غير قطبية لذلك البنزين ليس حمضا



حمض الأسيتيك



فلوريد الهيدروجين



بیتزین

اعداد أ. نعيم الامام عقل

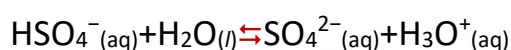
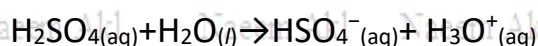
0508194296

➤ أنواع الاحماض حسب منحها للبروتون H^+ :

الاحماض متعددة البروتون		
احماض ثلاثية البروتون	احماض ثنائية البروتون	احماض احادية البروتون
✓ يمنح فيها جزئ الحمض $3H^+$ في المحاليل المائية امثلة: حمض الفوسفوريك H_3PO_4 حمض البوريك H_3BO_3	✓ يمنح فيها جزئ الحمض $2H^+$ في المحاليل المائية امثلة: حمض الكبريتيك H_2SO_4 حمض الكربونيك H_2CO_3 ملحوظة: ترتبط ذرتا الهيدروجين بذرات الاكسجين عن طريق روابط قطبية	✓ يمنح فيها الجزيء بروتون واحد H^+ في المحاليل المائية امثلة: حمض البيركلوريك $HClO_4$ حمض النيتريك HNO_3 حمض الاسيتيك CH_3COOH وكتب علي صورة $HC_2H_3O_2$ حمض الهيدروبروميك HBr

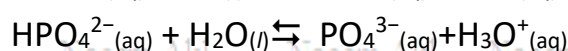
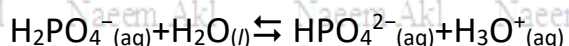
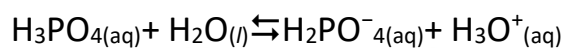
مراحل تأين الاحماض متعددة البروتون :

1- مراحل تأين حمض الكبريتيك :



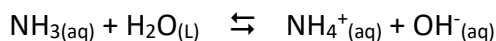
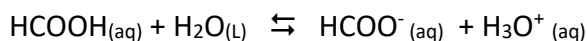
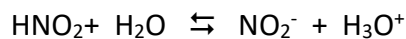
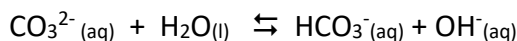
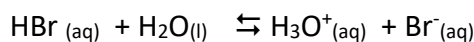
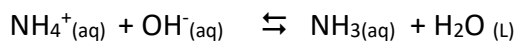
المحلول يحتوي على عدد أكبر من H_3O^+ و HSO_4^- وعدد أقل من SO_4^{2-}

2- مراحل تأين حمض الفوسفوريك :



المحلول يحتوي على عدد أكبر من H_3O^+ و $H_2PO_4^-$ و عدد أقل من PO_4^{3-} و HPO_4^{2-}

1- حدد زوج الحمض - القاعدة المرافق في كل تفاعل مما يلي:



2- مسألة التحدي : نواتج التفاعل بين حمض وقاعدة هي SO_4^{2-} و $H_3O^{+}(aq)$ اكتب المعادلة

موزونة للتفاعل وحدد ازواج الحمض - القاعدة المرافقة

بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة

الجدول 5-1

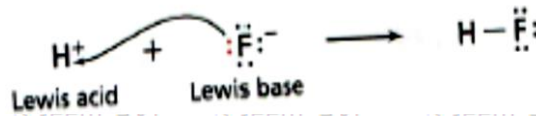
القاعدة المرافقة		الحمض	
الصيغة الكيميائية	الاسم	الصيغة الكيميائية	الاسم
Cl^-	أيون الكلوريد	HCl	حمض الهيدروكلوريك
NO_3^-	أيون النترات	HNO_3	حمض النيتريك
HSO_4^-	أيون الكبريتات الهيدروجينية	H_2SO_4	حمض الكبريتيك
SO_4^{2-}	أيون الكبريتات	HSO_4^-	أيون الكبريتات الهيدروجينية
F^-	أيون الفلوريد	HF	حمض الهيدروفلوريك
CN^-	أيون السيانيد	HCN	حمض الهيدروسيانيك
CH_3COO^-	أيون الإيثانوات	CH_3COOH	حمض الإيثانويك
H_2PO_4^-	أيون ثنائي هيدروفسفات	H_3PO_4	حمض الفوسفوريك
HPO_4^{2-}	أيون الهيدروفسفات	H_2PO_4^-	أيون ثنائي هيدروفسفات
PO_4^{3-}	أيون الفوسفات	HPO_4^{2-}	أيون الهيدروفسفات
HCO_3^-	أيون الكربونات الهيدروجينية	H_2CO_3	حمض الكربونيك
CO_3^{2-}	أيون الكربونات	HCO_3^-	أيون الكربونات الهيدروجينية

نموذج لويس للأحماض والقواعد

- ✓ لويس أول من طور نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي
- ✓ صاحب بنية لويس التي تحدد مواقع الإلكترونات في الذرات والجزيئات
- ✓ طبق نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي علي تفاعلات الأحماض والقواعد
- ✓ اقترح نموذج أكثر عمومية للأحماض والقواعد
- ✓ يشمل نموذج لويس كل المواد المصنفة كاحماض وقواعد حسب نموذج برونشتد- لوري وغيرها الكثير.

مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات :

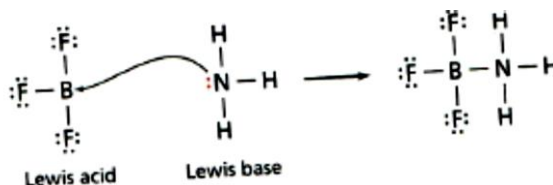
1- تكوين فلوريد الهيدروجين :



- ❖ يكون H^+ حمض لويس لان فلكه الاول خالي يمكنه ان يستقبل زوج من الإلكترونات من الايون F^-
- ❖ ايون الفلوريد F^- هي قاعدة لويس لان لديها زوج من الإلكترونات الغير مرتبط تمنحه الي ايون الهيدروجين
- ❖ تتكون رابطة بين الهيدروجين والفلور في HF

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

2- تفاعل غاز ثلاثي فلوريد البورن BF_3 مع غاز الامونيا NH_3 لتكوين BF_3NH_3 :



البورن بها ستة الكترونات

❖ ذرة BF_3

لذلك الفلك الخالي يمكنه ان يستقبل زوج الالكترونات

❖ تعتبر الامونيا NH_3 قاعدة لويس لان ذرة النيتروجين تحتوي علي زوج من الالكترونات

❖ تتكون الرابطة التساهمية بين البورن - والنيتروجين في جزيء BF_3NH_3

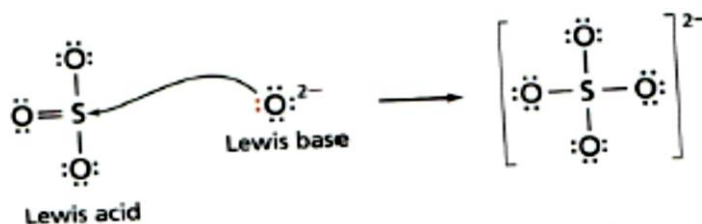
3- تفاعل غاز ثالث اكسيد الكبريت SO_3 مع اكسيد الماغنيسيوم الصلب MgO :



❖ يمثل ثالث اكسيد الكبريت SO_3 حمض لويس لانه يستقبل زوج الالكترونات

❖ يعتبر الاكسيد O^{2-} قاعدة لويس لانه يمنح زوج الالكترونات لذرة الكبريت في جزيء SO_3

❖ تتكون رابطة تساهمية بين الكبريت والاكسجين ويتكون ايون SO_4^{2-}



ماذا تعرف عن ملح ابسوم ؟

1- يتفاعل MgO مع SO_3 لتكوين كبريتات الماغنيسيوم سباعي الهيدرات (ملح ابسوم $MgSO_4 \cdot 7H_2O$)

استخدامات ملح ابسوم:

✓ يستخدم ملح ابسوم في: تخفيف الام العضلات

✓ العمل كمغذي للنباتات

✓ له استخدامات ببنية :

❖ يتم حقن MgO في غازات انبوبة المدخنة لمصانع الطاقة التي تدار بالفحم

❖ فيتفاعل MgO مع SO_3 كتفاعل حمض- قاعدة لويس ويزيله حتي نحمي البيئة من خطر SO_3 الذي

يتفاعل مع الماء في الغلاف الجوي مكونا حمض الكبريتيك الذي يسقط علي الارض كمطر حمضي

ملحوظة : غاز ثالث اكسيد الكبريت SO_3 غاز ينتج من احتراق الكحول

الانهدريدات

وجه المقارنة	انهيدريد الحمض	انهيدريد القاعدة
التعريف	أكسيد لافلزي يتحد مع الماء ويكون حمضا	أكسيد فلزي يتحد مع الماء ويكون قواعد
مثال	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ وهو ما يعرف بالمطر الحمضي	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

المطر الحمضي

✓ يتكون عند اتحاد انهيدريدات الاحماض (أكاسيد الكبريت - ثاني أكسيد الكربون) مع بخار الماء الموجود في الغلاف الجوي

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

اضراره:

- ✓ تحطم مباني قيمة وتماثيل اثرية قديمة.
- ✓ يدمر الاشجار والنباتات
- ✓ عندما يصل الي الارض ينساب في التربة ويصل الي القاع الصخري من الحجر الجيري حيث يقوم باذابة الحجر الجيري ببطء شديد
- ✓ علي مدار السنين يعمل ذوبان الحجر الجيري علي تكوين كهوف ضخمة تحت الارض
- ✓ داخل الكهف قد تتساقط المياه الجوفية من السقف علي هيئة قطرات وترسب بعض الحجر الجيري المذاب وتشكل الهوابط (ترسبات جيرية في سقف الكهف)
- ✓ الكتل التي ترتفع من الارضية تسمى صواعد (ترسبات جيرية في ارضية الكهوف)

ثلاثة نماذج للاحماض والقواعد

النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
ارهينيوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونشتد - لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	مستقبل زوج من الالكترونات	مانح زوج الالكترونات

الدرس الثاني : قوة الاحماض والقواعد

الفكرة الرئيسية :

- ✓ تتأين محاليل الاحماض والقواعد القوية تأين تاما بينما تتأين الاحماض والقواعد الضعيفة تأين جزئي
- ✓ يعتمد سير التفاعل بين الحمض- القاعدة علي استعداد الحمض لمنح ايون الهيدروجين ومدى استعداد القاعدة لاستقبال ايون الهيدروجين

قوة الاحماض

عل: عند وضع اقطاب جهاز التوصيلية الكهربائية في محلول حمض $\text{HCl } 0.1\text{M}$ يتوهج المصباح توهجا ساطعا؟
لان HCl حمض قوي يتأين تأين تام في الماء ويوجد في المحلول علي شكل ايونات هيدرونيوم $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ وايونات كلوريد $\text{Cl}^-(\text{aq})$

عل: عند وضع اقطاب جهاز التوصيلية الكهربائية في محلول حمض الاسيتيك $\text{CH}_3\text{COOH } 0.1\text{M}$ يكون الضوء باهت
لان حمض الاسيتيك حمض ضعيف يتأين في الماء تأين جزئي فيحتوي المحلول علي عدد من الايونات اقل ولهذا يكون التوصيل الكهربائي ضعيف

الاحماض الضعيفة	الاحماض القوية
✓ هي احماض تتأين في الماء تأين جزئي وتنتج ايونات اقل لذا توصيلها للتيار الكهربائي يكون ضعيفا	✓ هي احماض تتأين تأين تام وتنتج اقصى عدد ممكن من الايونات لهذا توصل التيار الكهربائي
$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ ✓ تعتبر الكتروليتات ضعيفة ✓ يشير التفاعل الانعكاسي الي ان المحلول لن يكتمل ويوجد علي صورة جزيئات غير متأينة وايونات	$\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ ✓ تعتبر الكتروليتات قوية ✓ يشير السهم الواحد نحو اليمين الي ان التفاعل يستمر حتي الاكتمال اي ان المحلول يوجد علي صورة ايونات فقط

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

● قوة الحمض ونموذج برونشستد – لوري :

أ- بالنسبة للحمض القوي:



قاعدة مرافقة حمض مرافق قاعدة حمض

- ✓ يمثل HX حمض قوي يتأين بنسبة 100% وينتج قاعدة مرافقة ضعيفة X^- لان الماء قاعدة اقوي (في التفاعل الامامي) من القاعدة X^- (في التفاعل العكسي)
- ✓ دائما الماء قاعدة اقوي مع الحمض الاقوي وتنتج حمض مرافق اقوي $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
- ✓ يتجه ايزان التاين كله تقريبا الي اليمين؟ اي ان التفاعل المرجح هو المرجح؟ عل؟
لان الماء هي القاعدة الاقوي تمتلك جذبا اكبر بكثير بالنسبة لايون H^+ مما تمتلكه القاعدة X^- اي هناك تنافس بين الماء و X^- علي اي منهما له قدرة اكبر علي جذب الهيدروجين ودائما الماء مع الاحماض القوية هي القاعدة الاقوي والاكثر قدرة علي جذب البروتون H^+

ب- بالنسبة للحمض الضعيف :



✓ يتجه اتزان التاين بالنسبة للاحماض الضعيفة بعيدا الي اليسار ؟ علل؟
لان القاعدة المرافقة Y^{-} (في التفاعل العكسي) تمتلك جذبا لايون H^{+} اكبر من القاعدة H_2O (في التفاعل الامامي)

✓ مثال : حمض الاسيتيك

القاعدة المرافقة $C_3H_2O_2^{-}$ (في التفاعل العكسي) تملك جذبا اقوي لايونات الهيدروجين من القاعدة H_2O (في التفاعل الامامي)



✍ عيوب نموذج برونشتد- لوري :

✓ علي الرغم من انه يفسر قوة الحمض الا انه لايقدم طريقة كمية للتعبير عن قوة الحمض او لمقارنة قوة عدة احماض

ملحوظة هامة:

✓ الافضل في تفسير قوة الحمض عن طريق القياس الكمي لدرجة تاين الحمض هو تعبير ثابت الاتزان K_{eq}
✓ الحمض الضعيف ينتج مزيج اتزان من الجزيئات والايونات

ثوابت تاين الحمض

✓ ثابت تاين الحمض : هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتاين الحمض الضعيف

✓ مثال :

معادلة التاين وتعبير ثابت الاتزان لحمض الهيدروسيانيك هي كما يلي :



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

✓ تركيز الماء في مقام تعبير ثابت الاتزان يعتبر ثابت في محاليل الماء المخففة و لا يدخل في تعبير

ثابت الاتزان ، لكونه المذيب وعدد جزيئاته كبير ،

✓ ثابت تاين الحمض K_a قيمة ثابتة لكل حمض .

تمتلك الاحماض الاكثر ضعفا اقل قيم لـ K_a علل؟

لان محاليلها تمتلك اقل تراكيز من الايونات واعلي تراكيز من الجزيئات للاحماض الغير مؤينة

ملاحظات:

- ✓ ليست بالضرورة الاحماض متعددة البروتونات ان تكون احماض قوية لاي من خطوات التاين الخاصة بها
- ✓ كل خطوة تاين لها قيمة K_a خاصة بها
- ✓ تنخفض قيمة K_a لكل خطوة او عملية تاين تالية

الجدول 5-3		معادلات التاين	
احماض قوية		احماض ضعيفة	
الاسم	معادلات التاين	الاسم	معادلات التاين
الهيدروكلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
الهيدروايبودييك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الايثانويك	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$
البيركلوريك	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	كبريتيد الهيدروجين	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$
النيتريك	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	الكربونيك	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
الكبريتيك	$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	الهيوكلوروز	$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$

الجدول 5-4		ثوابت تاين الاحماض الضعيفة	
الحمض	معادلة التاين	K_a (298 K)	
كبريتيد الهيدروجين، التاين الأول	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	8.9×10^{-8}	
كبريتيد الهيدروجين، التاين 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}	
الايثانويك (حمض الخل)	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}	
الكربونيك، التاين الأول	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	4.5×10^{-7}	
الكربونيك، التاين الثاني	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	4.7×10^{-11}	

القواعد الضعيفة	القواعد القوية
✓ هي قواعد تتأين جزئيا فقط في المحلول المائي المخفف مثال 1: تفاعل الميثيل أمين (CH_3NH_2) مع الماء لتكوين ايونات CH_3NH_3^+ وايونات OH^- $\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ قاعدة مرافقة حمض مرافق حمض قاعدة الاتجاه المرجح: افضي اليسار (العكسي) وذلك لان القاعدة (CH_3NH_2) ضعيفة والقاعدة المرافقة OH^- قوية فيكون لها القدرة علي جذب ايون الهيدروجين اكبر مما يمتلكه جزيء الميثيل امين مثال 2: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ قاعدة مرافقة حمض مرافق قاعدة حمض ✓ تعتبر الكتروليتات ضعيفة ؟ لانها تتأين تالين جزئي في الماء ويكون محلولها عبارة عن ايونات وجزئيات	✓ هي قواعد تتفكك تماما الي ايونات فلزات وايونات هيدروكسيد OH^- ✓ هيدروكسيدات المجموعة 1,2 في الجدول الدوري قواعد قوية ماعدا حليب الماغنيسيا $\text{Mg}(\text{OH})_2$ مثال: $\text{NaOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ ✓ ذوبان هيدروكسيد الكالسيوم في الماء ضعيفا حيث له حاصل اذابة صغير جدا ($K_{\text{sp}}=6.5 \times 10^{-6}$) مما يجعلها مصدر فقير لايونات الهيدروكسيد OH^- لذا تكون قليلة في المحلول المشبع ✓ ومع ذلك تعتبر قواعد قوية؟ علل؟ لانه عند اذابته في الماء تفكك تماما $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ ✓ تعتبر الكتروليتات قوية؟ لانها تتفكك كليا في الماء وتنتج المزيد من كاتيونات الفلز الموجبة وايونات الهيدروكسيل

ثوابت تالين القاعدة

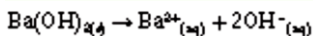
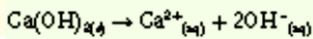
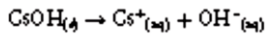
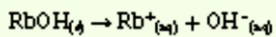
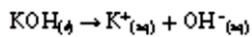
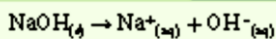
- ✓ تكون القاعدة الضعيفة مخاليلط اتران من الجزئيات والايونات في المحلول المائي
- ✓ يوفر ثابت الاتزان مقياسا لدرجة تالين القاعدة
- ✓ تعبير ثابت الاتزان الخاص بـ تالين الميثيل اميني الماء :

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3][\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

- ✓ ثابت تالين القاعدة K_b : هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتالين القاعدة
- ✓ كلما قلت K_b ضعفت القاعدة

معادلات التالين
للقواعد القوية

الجدول
5-5



ثابت التآين لبعض القواعد		الجدول 5-6
K _b (298 K)	معادلة التآين	القاعدة
5.0×10^{-4}	$C_2H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	إيثيل أمين
4.3×10^{-4}	$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	ميثيل أمين
2.5×10^{-5}	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	الأمونيا
4.3×10^{-10}	$C_6H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	الأنيلين

6- اكتب معادلات التآين وتعبيرات ثابت تآين القاعدة للقواعد الاتية :

- a- هكسيل أمين ($C_6H_{13}NH_2$)
- b- بروبيل أمين ($C_3H_7NH_2$)
- c- ايون الكربونات (CO_3^{2-})
- d- ايون الكبريتيت الهيدروجيني (HSO_3^-)

7- مسألة للتحدّي :

اكتب معادلة للتآين العكسي حيث تكون القاعدة في التفاعل الامامي PO_4^{3-} والقاعدة في التفاعل العكسي OH^-

تمنيتاتي لجميع الطلبة والطالبات بالنجاح والتفوق

مع تحيات أ. نعيم الامام عقل

0508194296

الدرس الثالث: ايونات الهيدروجين والـ PH

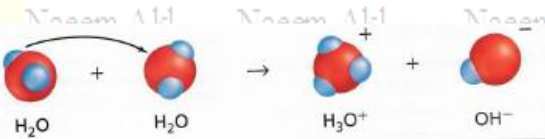
الفكرة الرئيسية:

PH و POH مقاييس لوغاريتمية تعبر عن تراكيز ايونات الهيدروجين وايونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية

الكيمياء والحياه:

يمكن تشبيه تراكيز ايونات الهيدروجين وايونات الهيدروكسيل في المحاليل المائية بلعبة السيسو (لعبة التوازن)

المصطلح	التعريف
ثابت تاين الماء K_w	هو قيمة تعبير ثابت الاتزان للتاين الذاتي للماء او حاصل ضرب تركيزي ايني الهيدرونيوم والهيدروكسيد الناتجين من التاين الذاتي للماء ويساوي مقدار ثابت 1×10^{-14} عند $25^\circ C$
الرقم الهيدروجيني PH	سالب لوغاريتم تركيز ايون الهيدروجين $pH = -\log[H_3O^+]$
الرقم الهيدروكسيلي POH	سالب لوغاريتم تركيز ايون الهيدروكسيد $pOH = -\log [OH^-]$
المولارية	هي عدد مولات الجزيئات او وحدة الصيغه التي ذابت في 1L من المحلول
اوراق PH المعالجة	هي اوراق PH التي تتم معالجتها بمادة او اكثر من المواد تسمى كواشف او مؤشرات Indicators يتغير لونها حسب تركيز ايونات الهيدروجين في المحلول
مقياس الرقم الهيدروجيني PH	هو جهاز يستخدم لقياس PH عند وضع الاقطاب في المحلول ويعطي قراءة مباشرة ورقمية.



ثابت تاين الماء K_w

✓ الماء النقي متعادل التأثير علي تباع الشمس؟

لانه عند التاين الذاتي للماء تحتوي علي تراكيز متساوية من ايونات H^+ و OH^-



✓ عند $298K$ في الماء النقي يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$

✓ تركيز الماء النقي ثابت لذلك فانه لا يظهر في المقام لتعبير ثابت الاتزان للماء

✓ ولكن تذكر أن $K_w = [OH^-] \times [H^+] = 1.0 \times 10^{-14}$ عند $298K$

✓ في التاين الذاتي للماء يعمل جزي واحد من الماء كحمض برونشتد-لوري في حين يعمل الجزي

الآخر كقاعدة برونشتد-لوري

KW ومبدأ لوشاتيليه:

✓ لكي تظل قيمة ثابت تاين الماء K_w ثابتة 1.0×10^{-14} فاذا زاد تركيز ايونات H^+ فان تركيز ايون OH^- لابد ان ينقص .

✓ عند اضافة ايونات الهيدروجين الاخرى الي الماء عند الاتزان يحدث توتر علي النظام ولازالة التوتر يتفاعل النظام بطريقة تخفف التوتر :

تتفاعل ايونات H^+ مع ايونات OH^- لتكوين المزيد من جزيئات الماء وهكذا ينخفض تركيز ايونات OH^-

مسألة 1 : احسب تركيز $[OH^-]$, $[H^+]$ في فنجان القهوة علماً بان تركيز ايون H^+ يساوي $1 \times 10^{-5} M$

هل القهوة حمضية ام قاعدية ام متعادلة ؟

الحل :

تركيز $[H_3O^+] =$ تركيز الحمض في المحلول لأن الحمض قوي ويتأين تأيناً تاماً

$$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-5} M$$

$$K_w = [OH^-] \times [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} mol/L$$

ولان $[OH^-] < [H_3O^+]$ فان القهوة حمضية

تطبيق :

8 - اكمل الجدول التالي :

$[H^+]$	$[OH^-]$	نوع المحلول	PH
$1.0 \times 10^{-13} M$			
	$1.0 \times 10^{-3} M$		
$1.0 \times 10^{-7} M$			
	$4.0 \times 10^{-5} M$		
$1.0 \times 10^{-2} M$			
$3.0 \times 10^{-6} M$			
0.0055M			
0.000084M			

9- مسألة للتحدي : احسب عدد ايونات H^+ وعدد ايونات OH^- في 300 ml من الماء النقي عند 298K ؟

10-مسألة للتحدي : احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في عينة ماء البحر حيث $PH=5.60$ ؟

تمنيتي لجميع الطلبة والطالبات بالنجاح والتفوق
مع تحيات أ. نعيم الامام عقل

0508194296

PH و POH : (عند 298K)

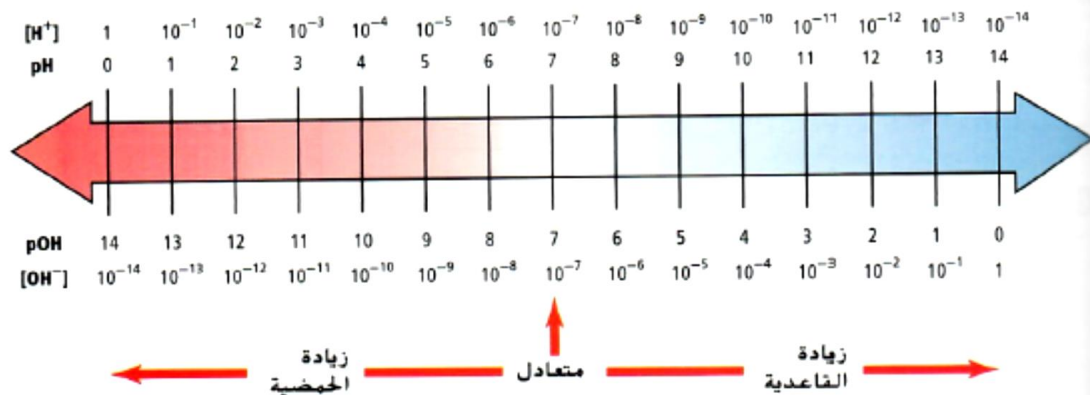
في المحلول القاعدي	في المحلول الحمضي	في المحلول المتعادل
$[OH^-] > [H_3O^+]$ $1 \times 10^{-7} < [OH^-]$ قيمة pH أكبر من 7 قيمة pOH أقل من 7	$[OH^-] < [H_3O^+]$ $[OH^-] < [H_3O^+]$ قيمة pH أقل من 7 قيمة pOH أكبر من 7	$1 \times 10^{-7} M = [OH^-] = [H_3O^+]$ يكون $7 = pH$ ويكون $7 = pOH$

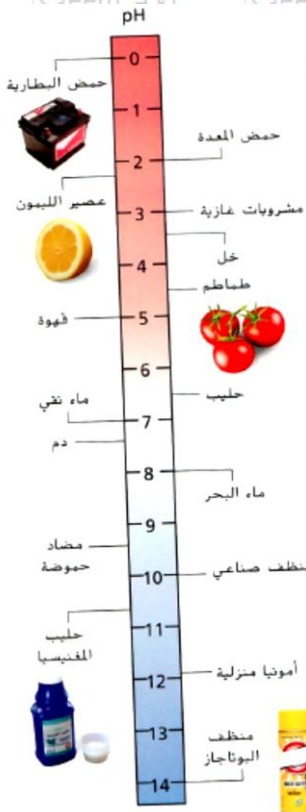
- ✓ المحلول الذي رقمه الهيدروجيني **0.0** يكون حمضا قويا
- ✓ الطبيعة اللوغارتمية لمقياس PH تعني ان تغير في وحدة PH يمثل تغيرا بمعدل عشرة اضعاف تركيز الايون
- ✓ **مثال:** المحلول الذي له $PH=3$ يكون تركيز ايون الهيدروجين به عشرة اضعاف قيمته في محلول $PH=4$
- ✓ محلول رقمه الهيدروجيني $PH=14$ تكون قاعدة قوية
- ✓ تتغير قيمة PH و POH بتغير درجة الحرارة.
- ✓ يستطيع المزارعون زيادة القيمة الغذائية لمواد الخضروات منخفضة الجودة وبقايا المحاصيل الزراعية الاخرى عن طريق غمر المواد في محيط من غاز الامونيا لمدة ثلاث اسابيع

pH 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

$[H_3O^+]$ 10^0 10^{-1} 10^{-2} 10^{-3} 10^{-4} 10^{-5} 10^{-6} 10^{-7} 10^{-8} 10^{-9} 10^{-10} 10^{-11} 10^{-12} 10^{-13} 10^{-14}

زيادة القاعدية ← متعادل ← زيادة الحمضية
قواعد قوية قواعد اضعف أحماض اضعف أحماض قوية





مسألة 2: إذا علمت ان التركيز الايوني للمنظف الاساسي لمحلول الامونيا هو $4 \times 10^{-3} \text{ M}$ احسب POH و PH و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ للمنظف عند 298 K

الحل:

المحلول قاعديا فإننا نوجد أولاً تركيز OH^- ،

$$4 \times 10^{-3} \text{ M} = \therefore [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \div 4.0 \times 10^{-3} = 0.25 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 4 \times 10^{-3} = 2.4$$

$$\text{PH} = 14 - 2.4 = 11.60$$

مسألة 3: إذا علمت ان PH لدم الشخص يساوي 7.4 عند درجة حرارة 298 K احسب POH و $[\text{OH}^-]$ و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ للدم ؟

الحل:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 4.0 \times 10^{-8} \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7.4}$$

$$\text{PH} + \text{POH} = 14$$

$$\text{POH} = 14 - 7.4 = 6.60$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-6.6} = 2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$$

11- اكمل الجدول التالي:

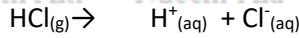
نوع المحلول	POH	PH	$[\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+]$
			$1.0 \times 10^{-6} \text{ M}$	
			$1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$	
				$1.0 \times 10^{-9} \text{ M}$
				$2.5 \times 10^{-2} \text{ M}$
			0.000033M	
			0.0095M	
		الحليب 6.5		
		الماغنيسيا 10.5		
		الليمون 2.37		
		الامونيا 11.9		
		الطماطم 4.5		

12- احسب PH و POH لمحلول مائي يحتوي علي $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ من HCl المذاب في محلول حجمه 5.0 L ؟

➤ المولارية والرقم الهيدروجيني PH للاحماض القوية :

يمكن استخدام مولارية الحمض لحساب PH

الاحماض القوية تتأين 100% في الماء وتوجد في صورة ايونات في المحلول.



ماذا نعني بان محلول 0.1M HCl ؟

اي ان المحلول يحتوي علي 0.1 mol من ايونات H^+ في اللتر و 0.1mol Cl^- في اللتر

بالنسبة للاحماض الاحادية البروتون يكون تركيز الحمض هو تركيز ايونات H^+

البطاقات علي زجاجات الاحماض القوية والقواعد القوية تدل علي تركيز ايونات الهيدروجين او

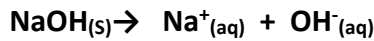
ايونات الهيدروكسيد في المحلول

➤ المولارية والرقم الهيدروجيني PH للقواعد القوية :

القواعد القوية تتأين تآين (تتفكك) تام في المحاليل المائية المخففة.

القواعد القوية التي تنتج فيها وحدة الصيغة ايون OH^- واحد في المحاليل المائية المخففة يكون تركيز

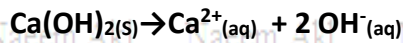
ايونات OH^- هو نفس مولارية المحلول 0.1M



مثال: $[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ M} = 0.1 \text{ M NaOH}$

القواعد القوية التي تحتوي علي ايونين من ايونات OH^- في وحدة الصيغة يكون تركيز ايونات OH^-

ضعف مولارية المركب الايوني



مثال : $[\text{OH}^-] = 0.2 \text{ M} = 0.1 \text{ M Ca}(\text{OH})_2$

➤ المولارية والرقم الهيدروجيني PH للاحماض والقواعد الضعيفة:

لا يمكن الحصول مباشرة علي $[\text{H}^+]$ من مولارية محلول الحمض الضعيف ؟

لان الاحماض والقواعد الضعيفة تتأين تآين جزئي فلا يكون تركيز الحمض مساوي لتركيز ايونات H^+

لا بد من استخدام قيم K_a , K_b لتحديد تراكيز ايونات H^+ , OH^- في محاليل الاحماض والقواعد الضعيفة

15- اكمل الجدول التالي :

تركيز المحلول	$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	PH	POH
1.0M KOH				
1.0M HI				
0.050M HNO_3				
$2.4 \times 10^{-5} \text{ M Mg}(\text{OH})_2$				

16- احسب PH لمحلول يحتوي علي $1 \times 10^{-9} \text{ mol}$ من ايونات OH^- في اللتر؟

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

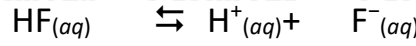
➤ حساب Ka من PH للأحماض الضعيفة :

اعداد أ. نعيم الامام عقل

0508194296

مسألة 4: اذا علمت ان PH لحمض HF $0.1M = 3.2$ احسب قيمة Ka للحمض؟

الحل:



$$Ka = \frac{[H][F]}{[HF]}$$

✓ يتم حساب $[H^+]$ من PH للمحلول من خلال $[H^+] = 10^{-PH}$

✓ يكون $[H^+] = [F^-]$ في المحلول

✓ يكون تركيز HF عند الاتزان مساوي (التركيز للحمض الابتدائي قبل الاتزان - المولات في اللتر من

HF التي تفككت والتي تساوي تركيز $[H^+]$

$$[H^+] = 10^{-PH} = 10^{-3.2} = 6.13 \times 10^{-4} M$$

$$\text{عند الاتزان } [HF] = 0.1 - [H^+] = 0.1 - 6.13 \times 10^{-4} = 0.0994 M$$

$$Ka = \frac{[H][F]}{[HF]} = \frac{(6.13 \times 10^{-4})^2}{0.0994} = 3.793 \times 10^{-6}$$

قياس PH

➤ طرق قياس PH لمحلول :

1- كاشف الحمض - القاعدة

مثال : اوراق تباع الشمس (تعتبر نوع من كاشف الرقم الهيدروجيني PH Paper)

عيوبها :تشير فقط الي ان المادة حمضية او قاعدية فقط

2- كواشف الرقم الهيدروجيني المعالجة بخليط من الكواشف (PH Paper)

مميزاتها :يمكن ان تحدد مجموعة من قيم PH حيث يتغير لون شريط ورقة كاشف الرقم

الهيدروجيني في محلول حمض او قاعدي لتحديد PH

3- مقياس الرقم الهيدروجيني PH : يعطي قراءة رقمية وهو اكثر دقة

13- احسب Ka للأحماض الاتية مستخدما المعلومات المعطاه :

محلول H_3AsO_4 تركيزه $0.22M$ و $PH = 1.50$

محلول $HClO_2$ تركيزه $0.04M$ و $PH = 1.80$

محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزه $0.00330M$ و $POH = 10.70$

محلول حمض السيانيك $HCNO$ تركيزه $0.100M$ و $POH = 11.00$

محلول حمض البيوتانويك C_3H_7COOH تركيزه $0.150M$ و $POH = 11.18$

14-مسألة للتحدي : احسب Ka لمحلول $0.0091 M$ لحمض غير معروف HX حيث POH الخاص به هو 11.32 ثم تعرف علي الحمض

الدرس الرابع : التعادل

الفكرة الرئيسية:

- ✓ يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء في تفاعل التعادل
- ✓ يكون المحلول متعادلاً عندما يتساوى عدد أيونات الهيدروجين مع أيونات الهيدروكسيد

المصطلح	التعريف
تفاعل التعادل	عبارة عن تفاعل يحدث بين الحمض والقاعدة في المحلول المائي لتكوين الملح والماء ويعتبر أحد تفاعلات الاستبدال الثنائي
الملح	عبارة عن مركب أيوني مكون من كاتيون (أيون موجب) مصدره القاعدة وانيون مصدره الحمض (أيون سالب)
المعادلة الأيونية الصرفة	هي المعادلة التي تتضمن المركبات والأيونات التي تحدث لها تغير كيميائي
الأيونات المتفرجة	هي الأيونات التي لا يحدث لها تغير كيميائي وتبقى في المحاليل المائية كما هي قبل وبعد التفاعل في المحاليل المائية.
المعايرة	عبارة عن طريقة لتحديد تركيز محلول بواسطة تفاعل حجم معلوم من ذلك المحلول مع محلول معلوم التركيز
محلول المعايرة (المحلول القياسي)	هو محلول معلوم التركيز
نقطة التكافؤ	هي تلك النقطة التي تتساوى عندها مولات أيون H^+ من الحمض مع مولات أيون OH^- من القاعدة
نقطة النهاية	هي النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف المستخدم في المعايرة
كواشف الحمض - القاعدة	هي أصباغ كيميائية تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية وتستخدم لتحديد نقطة التكافؤ
نقطة النهاية	هي النقطة التي يتغير فيها لون الكاشف المستخدم في المعايرة
التحلل المائي للأملاح (التميؤ)	تفاعل الأملاح مع الماء حيث تستقبل أنيونات الملح المتفكك أيونات الهيدروجين من الماء أو تقوم كاتيونات الملح المتفكك بمنح أيونات الهيدروجين للماء
المحاليل المنظمة	هي محاليل تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني PH عند إضافة كميات محددة من الحمض أو القاعدة
سعة المحلول المنظم	هو مقدار الحمض أو القاعدة الذي يستطيع المحلول المنظم امتصاصه بدون حدوث تغير كبير في PH

➤ التفاعلات بين الأحماض والقواعد

مثال:

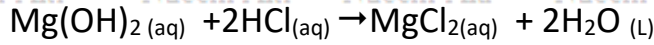
- ✓ عند الشعور بحرقة في المعدة أو سوء هضم فإنه يرجع إلى : زيادة الحموضة في المعدة بسبب جُمُض الهيدروكلوريك الذي تفرزه المعدة HCl

العلاج :

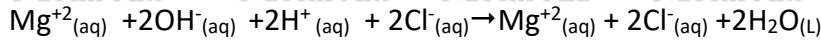
يأخذ الشخص مضادات الحموضة (محلول الماغنيسيا $Mg(OH)_2$) لمعادلة الفائض من الحمض الذي تفرزه المعدة (H^+ , Cl^-)

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

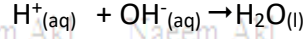
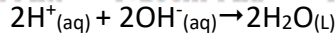
➤ كتابة معادلات التعادل



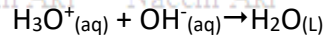
المعادلة الأيونية العامة :



المعادلة الأيونية الصرفة:



يكون أيون الهيدروجين H^{+} في المحلول المائي كأيون الهيدرونيوم H_3O^{+} وتكون المعادلة الأيونية الصرفة على شكل :



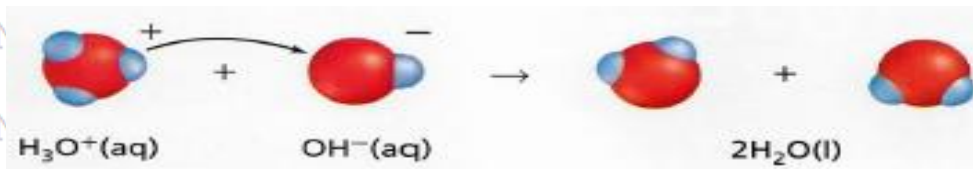
الأيونات المتفرجة: Mg^{+2} , 2Cl^{-}

تطبيق:

- 1- اكتب المعادلة الأيونية الكاملة – المعادلة الأيونية الصرفة لتعادل حمض النيتريك القوي HNO_3 مع هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
- 2- اكتب المعادلة الأيونية الكاملة – المعادلة الأيونية الصرفة لتعادل حمض الهيدروكلوريك القوي HCl مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH
- 3- اكتب المعادلة الأيونية الكاملة – المعادلة الأيونية الصرفة لتعادل حمض الهيدروبروميك القوي HBr مع كربونات الكالسيوم CaCO_3

ملحوظة:

في المعادلة الأيونية الصرفة لا يفاعل تعادل يعمل أيون الهيدرونيوم H_3O^{+} كحمض برونشتد-لوري وإيون الهيدروكسيد OH^{-} كقاعدة برونشتد ولوري ويكون الناتج تكوين جزيئين من الماء



معايرة الحمض – القاعدة

- ✓ تستخدم المعايرة في تحديد تراكيز محاليل الاحماض والقواعد باستخدام الحسابات الكيميائية
- ✓ في معايرة الحمض بالقاعدة يقيس مقياس الرقم الهيدروجيني PH لمحلول الحمض في الدورق مع تقدم عملية المعايرة بينما تتم اضافة محلول قاعدة معلومة التركيز من السحاحة

➤ خطوات اجراء المعايرة:

- 1- يتم وضع حجم مقياس من محلول حمضي او قاعدي بتركيز مجهول في كاس
- 2- يتم غمر قطب مقياس الرقم الهيدروجيني في هذا المحلول وتؤخذ قراءة PH الاولى وتسجل
- 3- يتم ملأ السحاحة بمحلول المعايرة (المحلول القياسي) معلوم التركيز
- 4- تضاف الاحجام المقاسة من المحلول القياسي ببطء وتمزج في المحلول في الكاس
- 5- تتم قراءة PH وتسجيلها بعد كل اضافة وتستمر هذه العملية حتي يصل التفاعل الي نقطة التكافؤ

➤ مثال:

معايرة 50 ml من حمض 0.10M HCl (حمض قوي) مع 0.10M NaOH (قاعدة قوية)

- 1- PH الابتدائية لـ 0.10M HCl (1) مع اضافة محلول NaOH يتعادل الحمض وتزيد قراءة PH تدريجيا
- 2- عندما يكون قد تم استخدام كل ايونات H^+ من الحمض تقريبا تزيد PH بشكل كبير مع اضافة حجم صغير من للغاية من NaOH
- 3- تحدث هذه الزيادة المفاجئة في PH عند نقطة تكافؤ المعايرة .
- 4- بعد الوصول الي نقطة التكافؤ يترتب علي اضافة المزيد من NaOH مرة اخري زيادة تدريجية في PH

ملاحظات هامة:

- ✓ تختلف قيمة نقطة التكافؤ حسب قوة كل من الحمض والقاعدة وبسبب التفاعلات المتكونة بين الاملاح المتكونة حديثا والماء :
- عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية تكون عند $PH=7$ لان الملح الناتج متعادل
- مثال : معايرة حمض HCl مع NaOH
- الكاشف المستخدم : ازرق بروموثيمول
- عند معايرة حمض قوي مع قاعدة ضعيفة تكون عند $PH < 7$ لان الملح الناتج حمضي
- مثال: معايرة حمض HCL مع محلول الامونيا (NH_3)
- الكاشف المستخدم: برتقالي الميثيل
- عند معايرة حمض ضعيف مع قاعدة قوية تكون عند $PH > 7$ لان الملح الناتج قاعدي
- مثال : معايرة حمض الميثانويك (النمليك/ الفورميك) $HCOOH$ مع هيدروكسيد الصوديوم تكون PH بين 8 و 9
- الكاشف المستخدم :الفينول فيثالين
- ✓ عند رسم منحنى المعايرة نلاحظ ارتفاع حاد في قيمة PH لمحلول الحمض (مجهول التركيز) ويشير ذلك الي ان كل ايونات H^+ من الحمض تمت معادلتها بايونات OH^- من القاعدة وتسمى تلك النقطة بنقطة التكافؤ وهي النقطة التي ينتهي عندها المنحنى

➤ كواشف الحمض – القاعدة :

✓ تعمل الكثير من المواد الطبيعية ككواشف

مثال : تغير لون الشاي الداكن الي اللون الفاتح عند اضافة عصير الليمون اليه (علل)؟

الشاي باعتباره كاشف لاختوائه علي مركبات تسمى **البولي فينولات (متعددات الفينول)** والتي تحتوي علي ذرات هيدروجين قابلة للتاين بشكل طفيف ومن ثم فهي احماض ضعيفة وعند اضافة حمض الليمون الي الشاي فانه يثبط عملية التاين طبقا لمبدأ لو شاتيليه ويصبح لون البولي فينولات العير متاينة اكثر وضوحا

✓ يرجع تغير لون الكاشف الي تاينه او عدم تاينه فهو له صورتين احدهما في الوسط الحمض – والاخري في الوسط القاعدي

✓ **معادلة تاين الكاشف :**



الصورة الغير متاينة

الصورة المتاينة

اعداد أ. نعيم الامام عقل

0508194296

✓ **الكثير من الكواشف المستخدمة في المعايرة عبارة عن احماض ضعيفة**

✓ يكون لكل كاشف PH خاصة به او مجموعة PH الخاصة به والتي يحدث تغيير اللون فيها

✓ من المهم اختيار كاشف للمعايرة يتغير لونه عند نقطة تكافؤ المعايرة

ملاحظات هامة:

➡ تحتوي **السحاحة** علي المحلول القياسي (معلوم التركيز) ويحتوي **الدورق المخروطي** علي

المحلول المجهول التركيز سواء الحمض او القاعدة

➡ يضاف **الكاشف بقدر ضئيل** لان كثرته تعمل علي عدم وضوح نقطة التكافؤ

➡ يوضع تحت الدورق المخروطي **ورقة بيضاء** لانها تعطي خلفية لمشاهدة تغير اللون

➡ يضاف المحلول القياسي ببطء الي المحلول مجهول التركيز حتي يحدث تغير في اللون مثل

تحول لون الفينولفتالين من عديم اللون (وسط حمضي) الي اللون الوردي الفاتح

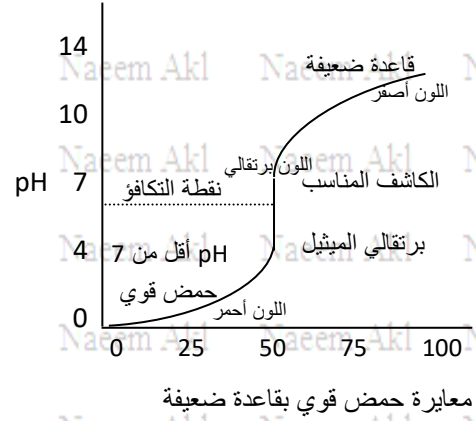
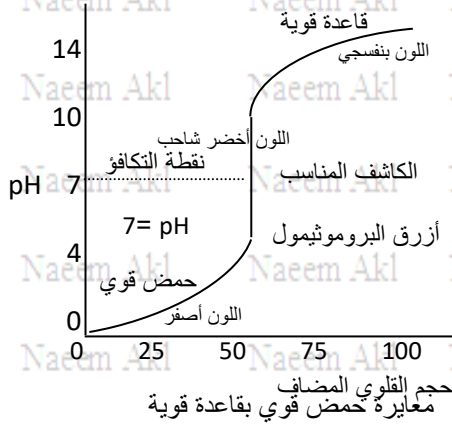
➡ يتم **رج** محتويات الدورق باستمرار اثناء المعايرة

Indicator	pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Alizarin yellow R												Yellow		Violet
Thymolphthalein												Colorless		Blue
Phenolphthalein												Colorless		Red
Thymol blue (base range)												Yellow		Blue
Phenol red												Yellow		Red
Bromthymol blue												Yellow		Blue
Chlorphenol red												Yellow		Red
Bromcresol green												Yellow		Blue
Methyl orange												Red		Yellow-orange
Bromphenol blue												Yellow		Blue-violet
Thymol blue (acid range)												Red		Yellow
Methyl violet												Yellow		Violet

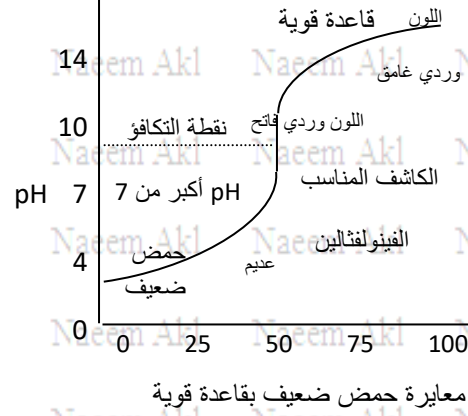
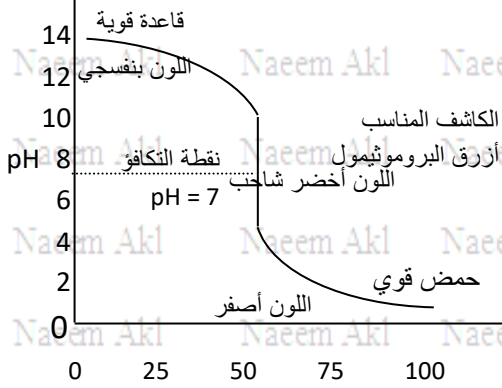
➤ منحيات المعايرة:

✓ يمكن رسم منحنى معايرة الحمض مع القاعدة متساويا التركيز

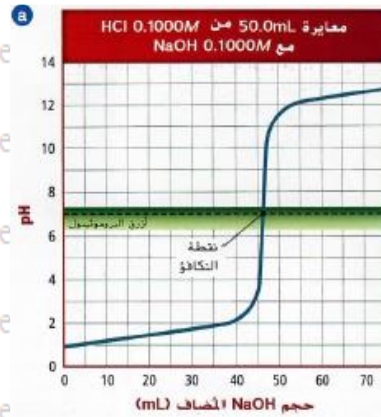
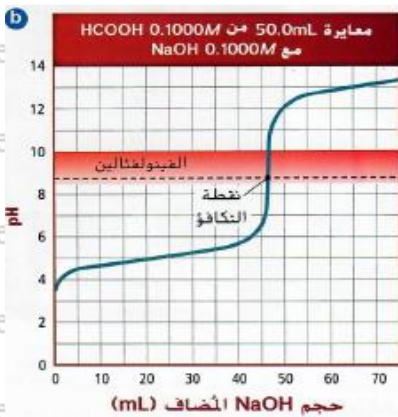
✓ بأخذ كمية محددة من الحمض وليكن 50mL وإضافة القاعدة قليلاً قليلاً ، ورصد قيم pH عند كل إضافة ،



اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296



حجم الحمض المضاف للقلوي
معايرة قاعدة قوية بحمض قوي



➤ المولارية والمعايرة:

مثال: كان يلزم استخدام حجم قدره 18.28ml من محلول قياسي من 0.100M NaOH لمعادلة 25.00ml من محلول حمض الميثانويك HCOOH ماهي مولارية محلول حمض الميثانويك؟

الحل:

القاعدة NaOH	الحمض HCOOH
V=18.28	V=25 ml
M=0.1M	M=?
n=1	n=1



1mol NaOH يعادل 1mol HCOOH

$$V_{\text{قاعدة}} = 18.28 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} = 0.01828 \text{ L}$$

$$\text{mol NaOH} = \frac{0.1 \text{ mol}}{\text{L}} \times 0.01828 \text{ L} = 1.828 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

$$\text{mol HCOOH} = 1.828 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 1.828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH}$$

$$V_{\text{حمض}} = 25 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} = 0.025 \text{ L}$$

$$M_{\text{حمض}} = \frac{1.828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH}}{0.025 \text{ L HCOOH}} = 7.312 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

17- ما مولارية محلول حمض النيتريك اذا لزم 43.33 ml من محلول 0.100M KOH لمعادلة 20.00ml من محلول الحمض ؟

18-ما تركيز محلول الامونيا المستخدم في التنظيف المنزلي اذا كانت هناك حاجة الي 49.90 ml من 0.5900M HCl لمعادلة 25.00 ml من المحلول ؟

19-احسب مولارية محلول حمض الهيدروبروميك HBr اذا كان يلزم استخدام 30.35 ml من 0.1000M NaOH لمعايرة 25.00 ml من الحمض وصولا الي نقطة التكافؤ؟

20-مسألة للتحدي :كم عدد المليلترات من 0.500M NaOH التي تعادل 25.00 ml من 0.100M H₃PO₄ ؟

21-في عملية معايرة أضيف 27.4 mL من 0.0154 M Ba(OH)₂ إلى 20.0 mL من محلول HCl المجهول

التركيز ، للوصول إلى نقطة التكافؤ . احسب مولارية المحلول الحمضي .

22-في تجربة معايرة تعادل 17.6 mL من محلول حمض الكبريتيك مع 27.4 mL من محلول LiOH تركيزه 0.0165 M ، ما مولارية الحمض ؟



الشكل 26 الكاشف أزرق البروموثيمول يعطي نتائج مذهشة عند إضافته إلى ثلاثة محاليل من الأملاح الأيونية. محلول NH_4Cl حمضي، بينما محلول NaNO_3 متعادل، ومحلول KF قاعدي، يجب أن يرتبط التغيير بقوة الأحمض والقواعد التي تكون منها الملح.

التحلل المائي للأملاح (التميؤ)

- ✓ تعتمد خصائص الملح على خصائص الحمض والقاعدة المكونة له
 - ✓ كاتيونات المجموعة 1,2 لا تخضع للتميؤ ماعدا Mg^{+2} لأنها كاتيونات لقواعد قوية
 - ✓ أنيونات (NO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , ClO_3^-) لا تخضع للتميؤ لأنها أنيونات لأحماض قوية
- **أنواع المحاليل التي تنتجها الأملاح عند ذوبانها في الماء :**

الأملاح القاعدية	الأملاح المتعادلة	الأملاح الحمضية	
ضعيف (HF)	قوي (HNO_3)	حمض قوي (HCl)	قوة الحمض
قوية (KOH)	قوية (NaOH)	ضعيفة (NH_3)	قوة القاعدة
KF ملح قاعدي	NaNO_3 ملح متعادل	NH_4Cl ملح حمضي	مثال
$\text{KF (s)} \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$ K^+ لا يتفاعل مع الماء تعمل F^- كقاعدة برونشتد -لوري ضعيفة يتفاعل أيون F^- مع الماء ويحدث اتزان $\text{F}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{HF (aq)} + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NaNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ لا تخضع أيونات Na^+ و NO_3^- للتميؤ أي لا تتفاعل مع الماء	$\text{NH}_4\text{Cl (s)} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ Cl^- لا يتفاعل مع الماء NH_4^+ تعمل كحمض برونشتد-لوري ضعيف يتفاعل أيون NH_4^+ مع الماء ويحدث الاتزان $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	التميؤ
وجود أيون OH^- يجعل المحلول قاعدياً يكون تركيز أيون OH^- اعلي من تركيز الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول المائي ويكون محلول قاعدي	يكون تركيز أيونات H_3O^+ يساوي تركيز أيونات OH^-	وجود أيون H_3O^+ يجعل المحلول حمضياً أي ان: تركيز أيونات H_3O^+ اكبر من تركيز أيونات OH^-	تركيز أيونات OH^- و H_3O^+
$K_b > K_a$	$K_b = K_a$	$K_b < K_a$	
يعطي لون ازرق	تعطي لون اخضر	يعطي لون اصفر	التأثير علي كاشف ازرق بروموتيمول

تمنيتي لجميع الطلبة والطالبات بالنجاح والتفوق
مع تحيات أ. نعيم الامام عقل
0508194296

المحاليل المنظمة Buffer solutions

المحاليل المنظمة (محاليل ثابتة الاس الهيدروجيني) Buffer solutions

✓ هي محاليل تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني PH

مكونات المحلول المنظم

حمض ضعيف + قاعدته المرافقة
قاعدة ضعيفة + حمضها المرافق

كيف تعمل المحاليل المنظمة؟

✓ مزيج الايونات والجزيئات في المحلول المنظم يقاوم التغيرات في PH عن طريق التفاعل مع اي
ايونات الهيدروجين او ايونات الهيدروكسيد تضاف الي المحلول المنظم

المحلول المنظم : (0.1M HF / 0.1M NaF) يوفر NaF ايونات F ⁻ (قاعدة مرافقة) للحمض HF	
$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$	
اضافة حمض الي المحلول المنظم	اضافة قاعدة الي المحلول المنظم
✓ يزداد الحمض من ايونات H⁺ والتي تمثل ضغطا علي النظام المتزن ✓ حسب مبدأ لوشاتيليه لكي يحافظ النظام علي اتزانه فيقلل من ذلك الضغط عن طريق تفاعله مع ايونات F⁻ وينزاح التفاعل نحو العكسي ✓ تتكون جزيئات HF الغير متאיئة (غير متفككة اضافية) ✓ $H^+(aq) + F^-(aq) \longrightarrow HF(aq)$ ✓ يتم تحقيق الاتزان مرة اخري مع وجود مقدار اكبر من HF غير المتفكك ولكن PH المحلول تتغير قليلا لان الانزياح نحو اليسار استهلك معظم ايون H⁺ المضاف	✓ تنتج القاعدة المضافة ايون OH⁻ الذي يتفاعل مع ايونات H⁺ من الماء H₂O ✓ يقلل هذا تركيز ايون H⁺ وحسب مبدأ لوشاتيليه ينزاح الاتزان نحو اليمين لتعزيز ايونات H⁺ ✓ $HF(aq) \longrightarrow H^+(aq) + F^-(aq)$ ✓ علي الرغم من ان الانزياح نحو اليمين تستهلك جزيئات HF وتنتج ايونات F⁻ اضافية الا ان PH الي حد ما لان تركيز ايون H⁺ لم يتغير بشكل كبير او ملحوظ

- ✓ ينتج جسم الانسان محاليل منظمة لكي تحافظ علي ثبات PH في نطاق 7.1 الي 7.7
- ✓ يجب ان يكون PH العصارات الهضمية في معدتك بين 1.6 و 1.8 حتي يمكن تعزيز هضم بعض الاطعمة ويبقي الجسم علي قيم PH في تلك الحدود الضيقة من خلال انتاج المنظمات
- ✓ لتوفير بيئة صحية لقناديل البحر يجب تعديل PH لماء الحوض في حديقة الاسماك بين 8.1 الي 8.4

ماذا يحدث لو :

- ✓ عند اضافة 0.01 mol من HCl الي 1 لتر من الماء النقي يقلل PH الماء بمعدل 5 وحدات من 7 الي 2
- ✓ عند اضافة 0.01mol من NaOH الي 1 لتر من الماء يزداد PH الماء بمعدل 5 وحدات من 7 ال 12
- ✓ عند اضافة نفس المقدار من HCl او NaOH الي المحلول المنظم يتغير PH بمعدل لايتجاوز 0.1 وحدة

➤ سعة المحلول المنظم

- ✓ هي مقدار الحمض أو القاعدة الذي يستطيع المحلول المنظم امتصاصه بدون حدوث تغير كبير في PH
- ✓ قدرة المحلول المنظم على مقاومة تغير PH يمكن تجاوزها عن طريق إضافة الحمض أو القاعدة أكثر من اللازم
- ✓ كلما زادت تراكيز الجزيئات والأيونات في المحلول المنظم زادت سعة المحلول المنظم

➤ اختيار المحلول المنظم

- ✓ يكون المحلول المنظم أكثر فاعلية عندما يكون تركيزي زوج الحمض-القاعدة المرافق متساوية أو متساوية تقريبا

مثال 1

عند مزج مقادير مولية متساوية من فوسفات الصوديوم ثنائية الهيدروجين وفوسفات الصوديوم أحادية الهيدروجين (NaH_2PO_4 و Na_2HPO_4) ينتج المحلول المنظم ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$)



➤ يمكن حساب قيمة PH للمحلول المنظم من خلال تعبير ثابت التأيّن للاتزان

$$K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6.2 \times 10^{-8}$$

- ✓ ونظرا لان المحلول تم الحصول عليه من مقادير متساوية من Na_2HPO_4 و NaH_2PO_4 فان:

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = [\text{HPO}_4^{2-}]$$

$$K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6.2 \times 10^{-8}$$

اعداد أ. نعيم الامام عقل
0508194296

$$[\text{H}^+] = 6.2 \times 10^{-8}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(6.2 \times 10^{-8}) = 7.21$$

- ✓ وهكذا في حالة تواجد مقادير مولارية متساوية من كل مكون من المكونات في المحلول المنظم ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$) فان المحلول المنظم يمكنه الاحتفاظ بـ PH قريب جدا من 7.21



$$\text{pH} = -\log K_a \text{ للمحلول المنظم}$$

يمكن عمل محلول منظم من مقادير مولية متساوية من حمض الفورميك HCOOH

وفورمات الصوديوم HCOONa

يمكن عمل محلول منظم $\text{pH} = 9.4$ من استخدام مقادير مولية متساوية من الامونيا NH_3

واحد املاحها مثل (كلوريد الامونيوم NH_4Cl او نيترات الامونيوم NH_4NO_3)

مثال 2

مثال 3

➤ كيف يحافظ دمك علي مستوي الرقم الهيدروجيني PH الخاص به :

✓ يحتوي دم الانسان علي ثلاث انواع من الخلايا:

✚ خلايا الدم الحمراء توصل الاكسجين الي جميع اجزاء الجسم

✚ خلايا الدم البيضاء تحارب الامراض المعدية (تمثل مناعة الجسم)

✚ الصفائح الدموية تساعد الدم في التجلط عند حدوث اي نزيف

✓ اذ لم يتم الابقاء عند مستوي PH في الدم خلال المدي الضيق بين 7.1- 7.7 فان هذه الوظائف الهامة لهذه

الانواع الثلاث من الخلايا سوف تفسد

✓ في حالة تجاوز ذلك المدي من PH للدم تفقد بروتينات الجسم بنيتها وقدرتها علي القيام بوظائفها

✓ لحسن الحظ ينتج الجسم محاليل منظمة تحافظ علي التوازن المطلوب بين الحمض والقاعدة

✓ **المحلول المنظم في الدم والاكثر اهمية هو حمض الكربونيك / الكربونات الهيدروجينية $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$**



✓ بمجرد دخول الاحماض والقواعد في مجري الدم نتيجة للنشاط المعتاد تتحول المحاليل المنظمة في الدم الي العمل بشكل فعال علي الحفظ علي مستوي PH صحي.

✓ بناء علي معدل الايض في الجسم وعوامل اخري فسوف يتحول الاتزان $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ طبقاً لمبدأ لوشاتيليه

✓ تستطيع الرئتان تغيير معدل اخراج غاز CO_2 من الجسم عن طريق التنفس

✓ تستطيع الكليتان تغيير معدل ازالة ايونات $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$

➤ **لو انخفض PH للدم من 7.4 الى 7.1 فان $[\text{H}^+]$ يتضاعف مرتين (العلاقة عكسية)**

➤ لو اصاب شخص بفيروس حاد في المعدة وتقيأ مرات كثيرة خلال 24 ساعة فانه

حسب مبدأ لوشاتيليه ينزاح الاتزان يمينا لان القى حمضي (يرفع PH) وتستطع الكلي ان ترد بازالة ايون الكربونات الهيدروجينية ويجب علي الشخص ان يقي هادئاً للحفاظ علي CO_2

➤ **للتغلب علي حرقة المعدة يتناول الشخص اقراص مضادات الحموضة او NaHCO_3**

يعمل ملح NaHCO_3 علي زيادة ايونات الكربونات الهيدروجينية مما يجعل التفاعل ان ينزاح نحو اليسار مكونا المزيد من CO_2 ترد الكلي بازالة ايون الكربونات الهيدروجينية ويستطيع الشخص ان يتنفس بسرعة لطرد CO_2

وفي الختام

أهدي هذا العمل المتواضع الي موجهي الكيمياء

أ. عادل الجيار - أ. محمد ابو عبيد

داعيا المولي عز وجل لهما بالتوفيق والسداد لما قدموه لنا من علم وخلق

أ. نعيم الامام عقل

0508194296