

2022



دوسية شرح توجيهي

أوكسجين

الكيمياء



f @ /youtube

# الحموض و القواعد ونطبقاتها

إعداد: م. مريم السرطاني



في ملف منفصل

VERSION 13/1/2023

## بسم الله نبدأ وبه نستعين وعليه نثوكل

أبث في طيات المقدمة شُكراً وتقديراً  
لعائلتي ولحل من ساندني في هذا العمل ودعالي بظهر الغيب

شكري وتقديري للطلاب المشرفين على تدقيق الدوسية:  
رهف أمين قفيشة ندين النوايسة لنا غسان  
منصوره قنديل نور الدينه  
سيف الجراح عبد الملك محمد

أشكر الطالبة مرام "غيم غيم" لاقتراحها اسم "ضو اللبنة"  
وأشكر الطالب بلال أبو ريان لاقتراحه اسم "كيماشيك"

أشكر أعزائي الفريق العلمي في مدرسة الكيمياء ..  
"أسيل" إشراق الشمس "مرام" غيم غيم "محمد عيد"  
فلهم السبق والعطاء في نشر حلول بنك أو كسجين

رسالتي لكل طالب استفاد من دوسية أو كسجين ولو في مسألة  
أو استطاع بلوغ التفوق من خلال هذه الدوسية: أنت محسوب من طلابي  
ولك مني: محبة ودعوه ... أن نفع أمتك بتحقيق أمنياتك  
سواء عرفتك بالاسم أم لم أعرفك

شروحات التوجيهي متوفره على قناة كيمياء التوجيهي

<https://www.youtube.com/channel/tawjihichem>

والفاعل الطلابي

في مجموعة مدرسة الكيمياء على الفيسبوك

<https://web.facebook.com/groups/schoolofchemistry>

وأيضا على قناتي التليجرام ومجموعتها

<https://t.me/sartawichem>



## أهدي هذا العمل إلى أبنائي: عبد الله وعبد الملك وبثينة وفاطمة وأهديه إليك يا من وصلت إلى هذه النقطة.

### قالوا عنها:

**Maram Alam**  
دوسية أوكسجين مهما مدحنا وذكرنا عنها لن نوفي حفا.....  
باختصار هي قطع وفردنا فلانزم في قضاء تفكير متنازع.

**ام عمر الصرايره**  
دوسية مميزة وشاملة.... وافكارها جديده... وأنا شخصيا استفدت منها من الصف العاشر وأول ثانوي لأولادي.... الأفضل دون منازع

**ندين النوايسة**  
دوسية أوكسجين هي أفضل دوسية في شرح مادة الكيمياء...  
من الأبناء المميزة فيها إنها شاملة لكل المادة ووضحة كمان، يعني بتقدر تدرسها من غير ما تحضر الفيديوهات.  
وطيفا كنا بتعرف انه منهاج كولين الأفكار فيه مش منظمة، ف دوسية أوكسجين مرتبة الأفكار وشارحتها بشكل بسيط وجميل  
وصراحة أنا بتستمتع جدا وأنا بدرس الكيمياء منها.  
وطيفا ما بتنسى أناقفة الدوسية وشكلها الجميل يلي كان بتشجعك على دراستها.  
باختصار يلي بدرس دوسية أوكسجين ما رح يندم أبدا

**Rahaf Ameen Qafisheh**  
دوسية رائعة متميزة  
مميزاتها:  
1. لن تحتاج لقطع الشرح معها فهي بدأتها مقنية وكافية.  
2. فيها حل أسئلة مراجعة الدروس والوحدة.  
3. فيها أسئلة خارجية وكيماشيك (كيماشيك: أسئلة فيها تريكات وتحدي).  
4. فيها أسئلة وزارية سابقة مع إجاباتها النموذجية.  
5. فيها تعريزات وخرائط ذهنية وجداول منسقة لاساعدك على الحفظ.  
6. فيها (ضو النبية) وهو مصطلح لأفكار التأسيس ومراجعة أفكار من صفوف سابقة.  
7. صور معينة على فهم بعض التجارب والتفاعلات.  
8. فيها روح مرحية وشيء من الفكاهة والتسلية لإبراز المعلومة وتثبيتها في الدماغ.  
9. تصميمها وأناؤها وخطها مريح للعين ومناسب للحفظ.  
10. إذا أتيت لي تلقيا فسأفهاها ب (الليدة). لأن فيها الخلاصة وفيها كل ما يحتاجه الطالب.  
جزيت خيرا م. مريم ❤️

**Husam Al-Amayra**  
دوسية أوكسجين هي جهود مكثفة رائعة مشكورة لدعم الطلاب الراغبين المكافحين.

**Mohammed Eid**  
طيفا دوسية أكسجين مكثحة في الصف العاشر والأول ثانوي وأكيد رح تكون الأولى في التوجيهي الجديد  
فيها اختيار للكلمات بكل بساطة الأشي العقيد بتيسر بكل سلاسة، حتى ممكن تجيبها تدرسها ذاتيا تتفوق وعلى الأكد الفل بجيبك ويتكون شاملة لكل المستويات الضعيف رح يستفيد والمتوسط رح يصير قوي والقوي رح يصير أقوى  
بعيدا عن إنها مليانه تركات وأسئلة شاملة وكتاب تعارين ومدعومة بأسئلة خارجية فيها أسئلة ممتازة عليا واستنتاج حتى ممكن تطلع بشكل بسيط عن منهاج في بعض الأمور حتى يتوسع مدارك الطالب ورح تلاقي عليها تعارين خارجية حتى تصير قوي كمان بالكثرة الخارجية دوسية كاملة متكاملة بتعطي مادة الكيمياء حقا  
من ناحيتي الأفضل بدون منازع.

**Is Lam**  
دوسية أكسجين..... مميزة كما تميز عنصر الأكسجين بما احتوت من أفكار عظيمة و جهود كبيرة إذا حصلت على الدوسية أصبحت ممن يتفنى هواء الكيمياء

**Aya Ayoosh**  
دوسية أكسجين هي الدوسية المتميزة من قبل أغلب الطلاب خلال مرحلتهم الثانوية.بدأ من الصف التاسع نظرا لشمولها جميع أفكار الكتاب إضافة إلى أسئلة خارجية تغطي جميع أفكار المادة أو التي من الفتح أن تأتي بالامتحان.بدا عن الجدول والملاحظات يلي بتعرضها بطريقة أسهل وأبسط من الكتاب.إضافة إلى لم أهم المعلومات والأفكار نهاية كل درس.  
ستبقى مرجعي الوحيد  
كل الشكر للطفمة الطاهرة مس مريم.مع شريك وفديوهاتك حثكون أمورا فوق التمام يانن اله.

**Leen Khaled**  
دوسية أكسجين من أكثر الدوسيات الشاملة لكل مواضيع الكتاب وشارحة الكتاب بشكل مبسط وأي طالب شو ما كان مستواه بقدر يفهمها بشكل سلس لأنها شاملة معلومات سابقة وغير أنها ممتلئة بالأسئلة المتنوعة التي تدرى تفكير الطالب وتعلمه تحليل الأسئلة بطريقة منطقية دوسية أكسجين أنهت عذاب سنين مع الكيمياء بالنسبة لي

**Naro Ameen**  
دوسية الأكسجين بالنسبة لي وكثير من الطلاب الأفاضل في جميع النواحي وأنا ككتابة برأي أن دوسية شاملة ومتكاملة الطالب من خلالها يستطيع فهم العادة بشكل سلس وبسيط  
ويجيني فيها مراجعة الأفكار كل نهاية درس ومع المبرهونات اطمن وضعت تمام واتعم أسلوب المعلم في الشرح والكيمياء مع دوسية الأكسجين الوضع نار

**Lena Ghassan**  
دوسية الأكسجين عارده عن دوسية شاملة تراعي جميع مستويات الطلبة تحتوي على أسئلة تحتاج من الطالب التفكير لكي يجد حلها وهذه إحدى مميزات بالإضافة إلى أنها تحتوي على مراجعة نهاية كل درس وأنا ككتابة استخدم هذه الدوسية لمراجعة المادة قبل الامتحان الصبح الطلبة في استعجالها ووضعك رح يكون تمام وأكثر مع دوسية الأكسجين ما في شي مستحيل

## بنك أوكسجين الحموض والقواعد من الأسئلة الخارجية الموضوعية والمقالية وعصير تلك الحموض والقواعد في ملف منفصل

العصير فيه من اللطف والحيوية بخلاف المحثف

مراجع الدوسية: كتاب الطالب والأنشطة الطبعة (1): 2022-2023، أسئلة الوزارة من 1997-2022، كُتب المناهج الدراسية العربية والعالمية، كُتب الكيمياء الجامعية العامة والمنخفضة، دليل الكيمياء المناهج الأردني القديم 2017.

لا يحل لأحد تعديل الملف أو تزوير الاسم أو المتاجرة به  
الدوسية لا تتوفر في المكتبات ولا حلّ لأي مكتبة المتاجرة بهذا العمل  
فقد أوقفته للعلم، الطالب يسحبه من أي مكتبة بسعر تكلفة الورق والتجليد المعروف

## الوحدة الأولى: الحموض والقواعد وتطبيقاتها

### التجربة الاستهلاكية: خصائص الحمض والقاعدة

محلول حمض الهيدروكلوريك (0.1 M) HCl ومحلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1 M) NaOH مع أوراق الكاشف العام وميزان حرارة

أحدد التغيير الذي يطرأ على لون ورقة الكاشف عند وضعها في محلول كل من حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم



حمض الهيدروكلوريك يغير ورقة الكاشف من الأزرق إلى الأحمر  
قاعدة: هيدروكسيد الصوديوم يغير ورقة الكاشف من الأحمر إلى الأزرق

أقدر الرقم الهيدروجيني (درجة الحموضة) لكل من المحلولين

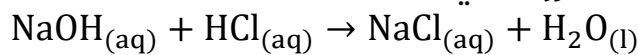


الرقم الهيدروجيني لحمض الهيدروكلوريك سيكون أقل من 7 لأنه حمض  
الرقم الهيدروجيني لهيدروكسيد الصوديوم سيكون أكبر من 7 لأنه قاعدة

أفسر اختلاف درجة حرارة المحلول الناتج من خلط المحلولين عن درجة حرارة كل منهما  
لأن تفاعل الحمض مع القاعدة يؤدي إلى تكوّن الملح والماء الذي بدوره يعدّ تفاعلاً طارداً للحرارة. فدرجة حرارة المحلول الناتج أعلى من درجة حرارة كل من المتفاعلين

أقدر الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج من خلط المحلولين في الكأس الزجاجية

الحمض القوي والقاعدة القوية يكون تفاعلهما من نوع تفاعل التعادل، درجة الحموضة للمحلول الناتج (الرقم الهيدروجيني) = 7



## تهيئة الدرس الأول: الحموض والقواعد Acids & Bases

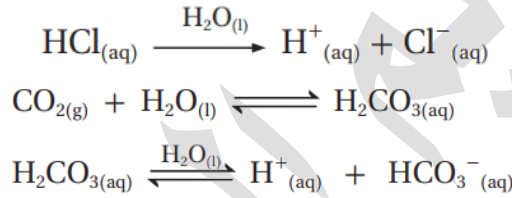


تفاعل فلز المغنسيوم مع حمض HCl.

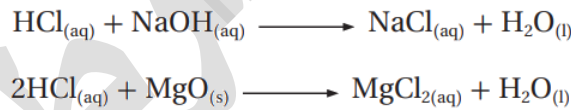
### خصائص الحموض كما تعلمناها في الصفوف السابقة:

- 1- لها مذاق حمضي لاذع، حارقة للجلد، وتسبب تآكل المواد وبعضها سام
- 2- تغير لون ورقة تباع الشمس من الأزرق إلى الأحمر
- 3- تتفاعل محاليل الحموض مع معظم الفلزات وينتج غاز الهيدروجين  $H_2$  والملح  

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + MgCl_2(aq)$$
- 4- المركبات ذات الخصائص الحمضية تنتج أيون الهيدروجين  $H^+$  في الماء وهو المسؤول عن الخصائص الحمضية في المحلول
- 5- قد تحتوي صيغة الحموض على الهيدروجين مثل HCl وقد لا تحتوي عليه كأكاسيد اللافلزات، مثل:  $CO_2$ ،  $NO_2$ ،  $SO_2$   
 حيث أن محلول ثاني أكسيد الكربون في الماء هو محلول حمضي  $H_2CO_3$  وعند تأين هذا المحلول في الماء ينتج أيون الهيدروجين



- 6- تتفاعل محاليل الحموض مع القواعد مثل: أكاسيد الفلزات  $Na_2O$ ،  $CaO$ ،  $MgO$  وهيدروكسيدات الفلزات، فتتكون الأملاح وغالباً ينتج الماء، ويسمى تفاعل التعادل

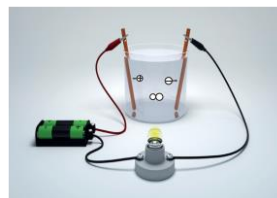


- 7- توصف الحموض بأنها قوية أو ضعيفة بناءً على درجة التأين في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة، فالقوية تتأين كلياً إلى أيونات (سهم واحد في التفاعل) والضعيفة تتأين جزئياً فيبقى من جزيئات الحمض مع أيوناته في المحلول (سهمين متعاكسين، ونسميه تفاعل منعكس يحدث فيه اتزان ديناميكي

- 8- محاليلها المائية كهربية أي قابلة للتوصيل الكهربائي لأنها تتأين في الماء (تنتج أيونات موجبة وسالبة تعمل على توصيل التيار الكهربائي) التأين إما بشكل كلي في الحموض القوية (كهربي قوي)، أو بشكل جزئي في الحموض الضعيفة (كهربي ضعيف)



توصيل محلول HCl للتيار الكهربائي.

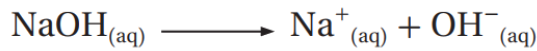


توصيل محلول HF للتيار الكهربائي.



## خصائص القواعد كما تعلمناها في الصفوف السابقة:

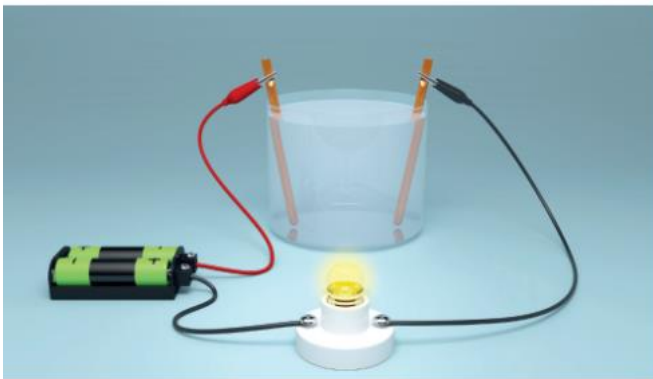
- 1- لها مذاق مر، وملمس زلق كملمس الصابون، كاوية حارقة
- 2- تغير لون ورقة تباع الشمس من الأحمر إلى الأزرق
- 3- المركبات ذات الخصائص القاعدية تنتج أيون الهيدروكسيد OH<sup>-</sup> في الماء وهو المسؤول عن الخصائص القاعدية في المحلول
- 4- قد تحتوي صيغة القاعدة على أيون الهيدروكسيد مثل NaOH وقد لا تحتوي عليه كأكاسيد الفلزات، مثل: Na<sub>2</sub>O, CaO, MgO وأيضا المركبات التساهمية كالأمونيا NH<sub>3</sub> ومشتقاتها كالأمينات فإن أكاسيد الفلزات الذائبة في الماء تُكوّن هيدروكسيد الفلز وبدوره يتأين منتجا أيون الهيدروكسيد



- 5- تتفاعل القواعد مع أكاسيد اللافلزات مثل: CO<sub>2</sub>، NO<sub>2</sub>، SO<sub>2</sub> فتتكون الأملاح وغالبا ينتج الماء، ويسمى تفاعل التعادل



- 6- توصف القواعد بأنها قوية أو ضعيفة بناءً على درجة التأين في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة، فالقوية تتأين كلياً إلى أيونات (سهم واحد في التفاعل) والضعيفة تتأين جزئياً فيبقى من جزيئات القاعدة مع أيوناته في المحلول (سهمين متعاكسين، ونسميه تفاعل منعكس يحدث فيه اتزان ديناميكي
- 7- محاليلها المائية كهربية أي قابلة للتوصيل الكهربائي لأنها تتأين في الماء (تنتج أيونات موجبة وسالبة تعمل على توصيل التيار الكهربائي) التأين إما بشكل كلي في القواعد القوية (كهربي قوي)، أو بشكل جزئي في القواعد الضعيفة (كهربي ضعيف)



توصيل محلول هيدروكسيد الصوديوم للتيار الكهربائي



توصيل محلول الأمونيا للتيار الكهربائي

وستتوسع في هذه المرحلة من ناحية مفهوم الحمض، التأين، الحسابات، والأملاح والخ

# الحموض والقواعد

شرح + إجابات المنهاج + وزارة + كيماشيك

مدرسة الكيمياء / فيسبوك

الوحدة  
الأولى

تذكر واحفظ أشهر الحموض والقواعد القوية التي قد ترد عليك في المنهاج



الحموض القوية الشائعة	القواعد القوية الشائعة
HCl حمض الهيدروكلوريك	LiOH هيدروكسيد الليثيوم
HBr حمض الهيدروبروميك	NaOH هيدروكسيد الصوديوم
HI حمض الهيدرويويديك	KOH هيدروكسيد البوتاسيوم
HClO <sub>4</sub> حمض البيركلوريك	RbOH هيدروكسيد الروبيديوم
HClO <sub>3</sub> حمض الكلوريك [غير مطلوب في المنهاج]	CsOH هيدروكسيد السيزيوم
HNO <sub>3</sub> حمض النيتريك	Mg(OH) <sub>2</sub> هيدروكسيد المغنيسيوم
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> حمض الكبريتيك	Ca(OH) <sub>2</sub> هيدروكسيد الكالسيوم
تنويه: الوزارة حددت للطالب حفظ ستة حموض قوية فقط	Sr(OH) <sub>2</sub> هيدروكسيد السترونشيوم
	Ba(OH) <sub>2</sub> هيدروكسيد الباريوم

- 1- أقوى الحموض الشائعة هو حمض البيركلوريك HClO<sub>4</sub> ولاحظ أن الحموض عموماً مركبات تساهمية
- 2- الحموض الثنائية من المجموعة السابعة كلها قوية ما عدا HF وتزداد قوتها كلما نزلنا لأسفل المجموعة
- 3- هيدروكسيدات الفلزات القوية هي هيدروكسيدات المجموعة 1 والمجموعة 2 ما عدا البريليوم
- 4- هيدروكسيدات الفلزات القلوية (1A) أقوى من هيدروكسيدات الفلزات القلوية الأرضية (2A)، وتزداد القاعدية كلما نزلنا إلى أسفل المجموعة، وتذكر أن القواعد القوية هي مركبات أيونية
- 5- هيدروكسيد المغنيسيوم وهيدروكسيد الكالسيوم ولو أنهما قويان (يتأينان كلياً) إلا أن ذائبيتهما قليلة في الماء، هذا القليل الذائب يتأين كلياً، لذا بعض المصادر لا تذكرهما ضمن القواعد الشائعة استخدامها، وبالذات هيدروكسيد المغنيسيوم مختلف فيه هل هو قاعدة قوية أم ضعيفة، والسبب هو ما مفهومنا للقاعدة القوية هل هو التأين الكلي أم الذائبية لها علاقة؟ باختصار هو "مركب مشكلجي"

إذا حفظت أشهر المركبات القوية ستميز الضعيف، أمثلة على الضعيف الشائع:



الحموض الضعيفة الشائعة	القواعد الضعيفة الشائعة
HCOOH حمض الفورميك/النمليك (الميثانويك)	NH <sub>3</sub> أمونيا
CH <sub>3</sub> COOH حمض الأسيتيك/الخليك (الإيثانويك)	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> هيدرازين
HF حمض الهيدروفلوريك	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> ميثيل أمين
HCN حمض الهيدروسيانيك	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> NH <sub>2</sub> إيثيل أمين
H <sub>2</sub> S حمض الهيدروكبريتيك	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N [النيتروجين محل CH في حلقة كربونية]
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> حمض الكربونيك	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub> [حلقة بنزين متصلة بأمين]
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> حمض الكبريتوز	
HNO <sub>2</sub> حمض النيتروز	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> حمض الفوسفوريك	
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH حمض البنزويك	

- 1- الحموض الكربوكسيلية R-COOH = حموض عضوية ضعيفة، وانتبه الفرق بينها وبين الكحول R-OH
- 2- حمض الكلوروز HClO<sub>2</sub> وحمض الهيپوكلوروز HClO = حموض ضعيفة بخلاف الكلوريك وبيروكلوريك
- 3- الأمينات: مشتقات من الأمونيا: R-NH<sub>2</sub> وبأنواعها الثلاث الأولية والثانوية والثالثية = قواعد عضوية ضعيفة
- 4- هيدروكسيدات الفلزات الأخرى غير المجموعة الأولى والثانية = قواعد ضعيفة وذائبيتها ضعيفة

## الخريطة المختصرة لتمييز القوي من الضعيف

عامية الحموض مركبات تساهمية

**الحموض القوية:** 

- 1- الحموض الهالوجينية: هالوجين (Cl, Br, I) + هيدروجين، ما عدا الفلور
- 2- الحموض الأكسجينية التي يزيد عدد الأكسجين فيها عن الهيدروجين بـ 2 أو أكثر، وهذا الشائع، مثال:  $H_2SO_4$  و  $HNO_3$  و  $HClO_4$  و  $HClO_3$

**الحموض الضعيفة:** 

- 1- حمض الهيدروفلوريك: HF
- 2- الحموض الأكسجينية التي عدد الأكسجين فيها يزيد عن الهيدروجين بـ 1 أو مساو له، مثال:  $H_2SO_3$  و  $HNO_2$  و  $HClO_2$  و  $HClO$  و  $H_2CO_3$  و  $H_3PO_4$
- 3- الحموض التي لا يرتبط فيها الهيدروجين بالأكسجين أو الهالوجين، مثل  $H_2S$  و  $HCN$
- 4- الحموض الكربوكسيلية (حموض عضوية): يتأين الهيدروجين المرتبط بالأكسجين وصيغتها الكيميائية  $RCOOH$  حيث R تعبر عن سلسلة كربونية

**القواعد القوية وهي أيونية:** 

- 1- القواعد القلوية من المجموعة 1A المتصلة بالهيدروكسيد، مثال: NaOH
  - 2- القواعد القلوية الأرضية من المجموعة 2A المتصلة بالهيدروكسيد، مثال:  $Ba(OH)_2$
- القواعد الضعيفة** وأغلبها تساهمية فيها النيتروجين:

- 1- الأمونيا  $NH_3$
- 2- مشتقات الأمونيا من المركبات العضوية: الأمينات " صيغتها الكيميائية  $R_2NH$  و  $RNH_2$  و  $R_3N$  حيث R تعبر عن سلسلة كربونية
- 3- مركبات فيها نيتروجين وهي غير عضوية مثل: الهيدرازين  $N_2H_4$  وهيدروكسيل أمين  $NH_2OH$  [مشتق من الأمونيا]

عزيزي الطالب: احفظ الأقوياء وتعرّف على الضعفاء حتى تقوى معرفتك لفهم المسائل لاحقاً

# المحوض والقواعد

شرح + إجابات المناهج + وزارة + كيماشيك

مدرسة الكيمياء، فيسبوك

الوحدة  
الأولى

## ورقة عمل: تهيئة الحموض والقواعد

تدريب: من خلال الجدول الآتي صنّف المواد إلى حموض وقواعد، وبيّن القوة والضعف

المادة	حمض	قاعدة	قوي	ضعيف
HCl				
HCOOH				
CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>				
CH <sub>3</sub> COOH				
HClO				
HClO <sub>4</sub>				
HClO <sub>3</sub>				
HClO <sub>2</sub>				
HF				
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>				
NaOH				
Ca(OH) <sub>2</sub>				
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>				
HNO <sub>3</sub>				
HNO <sub>2</sub>				
LiOH				
Ba(OH) <sub>2</sub>				
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>				
HBr				
HI				

## الدرس الأول: الحموض والقواعد

### تعريفات الدرس الأول:

- **حمض أرهينيوس:** مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين  $H^+$
- **حمض برونستد-لوري:** مادة يمكنها منح بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون)
- **حمض لويس:** مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل
- **حمض أحادي البروتون:** حمض يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين
- **حمض ثنائي البروتون:** حمض يحتوي على ذرتي هيدروجين قابلة للتأين
- **حمض ثلاثي البروتون:** حمض يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين
- **قاعدة أرهينيوس:** مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد  $OH^-$
- **قاعدة برونستد-لوري:** مادة يمكنها استقبال بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون)
- **قاعدة لويس:** مادة يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل
- **زوج مترافق:** الحمض والقاعدة المترافقة الناتجة عنه في التفاعل، أو القاعدة والحمض المترافق الناتج عنها
- **مواد أمفوتيرية أو مترددة:** مادة تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى
- **أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$ :** أيون ينتج من ارتباط أيون الهيدروجين بجزيء الماء برابطة تناسقية

### خصائص الحموض والقواعد وبعض مصادرها واستخداماتها

اذكر بعض الخصائص التي نستطيع بها تمييز كل من الحموض والقواعد 

الحموض: 1- طعمها حمضي أو لاذع 2- تحول ورقة تباع الشمس الزرقاء إلى الأحمر  
القواعد: 1- طعمها مر وملمسها زلق 2- تحول ورقة تباع الشمس الحمراء إلى الأزرق

عدّد بعض المواد الغذائية التي تحتوي على حمض 

1- الليمون، البرتقال والبندورة: تحوي حمض السيتريك

2- المشروبات الغازية: تحوي حمض الكربونيك  $H_2CO_3$

عدّد بعض المواد الغذائية التي تحتوي على قاعدة 


1- الخضراوات، مثل: السبانخ، البروكلي، الخيار والخس

2- الفواكه، مثل: التفاح، المشمش، الفراولة [ملحوظة: عصائر هذه الفواكه حمضية، ولعل الكتاب يقصد من

ذكرها في باب القاعدة هو احتوائها على مواد قاعدية كالكالسيوم والمغنيسيوم أو عند تجفيفها لها وضع آخر]

اذكر بعض استخدامات القواعد في الصناعة 

تستخدم في صناعة المنظفات المنزلية والصابون، مثل: هيدروكسيد الصوديوم

فائدة: مبيض الملابس ومزيل البقع منظفات مواد قاعدية، لا نمزج تلك المنظفات مع مواد أخرى قد 

تكون حمضية مثل مزيل التكلسات منعاً لحدوث تفاعل غير مرغوب فيه وتساعد غازات سامة

**تعزيز:** قبل نبدأ.. خلنا نفهم:

قبل أكثر من مئة سنة حاول العلماء دراسة تلك المواد الحمضية والقاعدية حتى يضعوا لها تعريفاً أو مفهوماً شاملاً لها من خلال تجارب عملية قاموا بها، فينطبق المفهوم الذي استنتجوه على مصطلح حمض وعلى مصطلح قاعدة، من هؤلاء العلماء: أرهينيوس، برونستد، لوري، ولويس



Svante A. Arrhenius  
1859-1927  
Sweden  
PhD Uppsala  
University

Johannes N. Brønsted  
1879-1947  
Denmark  
PhD Univ. Copenhagen

Thomas Martin Lowry  
1874-1936  
United Kingdom  
Prof Univ. of London

Gilbert N. Lewis  
1875-1946  
United States America  
PhD from Harvard

## مفهوم أرهينيوس للحمض والقاعدة

★ تمكن العالم أرهينيوس عن طريق دراسته التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية من وضع تصور حول مفهوم كل من الحمض والقاعدة، وكان تفسيراً مقبولاً لسلوك كثير من الحموض والقواعد لكن فيه جوانب قصور



الجدول (1): بعض حموض أرهينيوس.

الصيغة الكيميائية	الحمض
HCl	الهيدروكلوريك
HNO <sub>3</sub>	النيتريك
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	الكبريتيك
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	الفسفوريك
CH <sub>3</sub> COOH	الإيثانويك
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	الكربونيك

## مفهوم أرهينيوس للحمض:

💡 ما المقصود بحمض أرهينيوس؟

مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين H<sup>+</sup>

💡 فسر تتأين جميع حموض أرهينيوس في المحلول المائي وتعطي

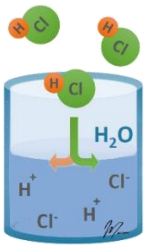
H<sup>+</sup>؟ أو ما الصفة المشتركة بين حموض أرهينيوس؟

لأن جميع حموض أرهينيوس تحتوي ذرة هيدروجين أو أكثر، وترتبط برابطة تساهمية قطبية بذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية نسبياً أو مجموعة أيونية؛ مما يسمح لها بالتأين في المحلول المائي

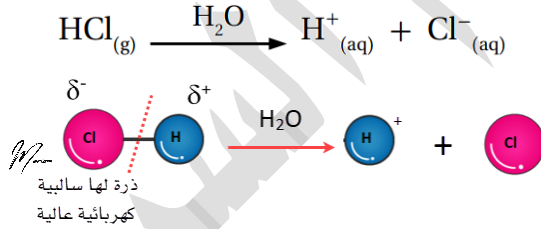
ضوء اللبنة: السالبية الكهربائية أو الكهروسالبية: هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى، ولها قيمة عددية بمقياس باولنج كما في الجدول التالي، أعلى العناصر في الجدول الدوري من ناحية السالبية الكهربائية: الفلور، الأكسجين، النيتروجين FON

H																	B	C	N	O	F							
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl												
Na	Mg											K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br												
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I												
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At												

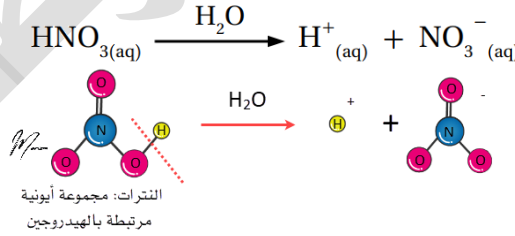
نقول عن الرابطة التساهمية أنها قطبية إذا كان فرق السالبية الكهربائية أكثر من 0.4 فتحمل الذرة الأعلى في السالبية الكهربائية شحنة جزئية سالبة  $\delta^-$  والأخرى شحنة جزئية موجبة  $\delta^+$  مثال توضيحي: الرابطة في HCl نوعها تساهمية لأنها بين لافلز ولافلز، وأيضاً هي قطبية لأن فرق السالبية الكهربائية أكثر من 0.4 [انظر إلى قيم الكهروسالبية للهيدروجين والكلور وجد الفرق بينهما]



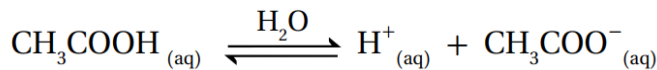
★ مثال الكتاب ص11: عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء ينتج أيون الهيدروجين  $H^+$  في المحلول:

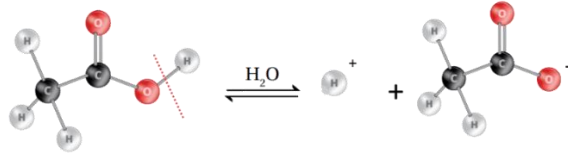


★ مثال الكتاب ص11: عند إذابة محلول حمض النيتريك  $HNO_3$  يتأين في الماء منتجاً أيون الهيدروجين  $H^+$ :



★ مثال الكتاب ص11: عند إذابة محلول حمض الإيثانويك (واسمه الشائع الأسيتيك أو الخليك)  $CH_3COOH$  يتأين في الماء منتجاً أيون الهيدروجين  $H^+$  لكن يتأين بشكل جزئي؛ لأنه حمض ضعيف، أما أيون الهيدروجين الذي انفصل عنه هو المرتبط بالأكسجين وليس بالكربون





## ★ أصناف الحموض حسب عدد ذرات الهيدروجين المتأينة:

1. حمض أحادي البروتون: يحتوي ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين، مثال:  
الهيدروكلوريك HCl، النيتريك HNO<sub>3</sub>، الإيثانويك CH<sub>3</sub>COOH وهو حمض كربوكسيلي
2. حمض ثنائي البروتون: يحتوي على ذرتي هيدروجين قابلة للتأين، مثال: الكبريتيك  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> الكربونيك H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
3. حمض ثلاثي البروتون: يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين، مثال:  
الفسفوريك H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

الحمض ونوعه	سلوك الحمض وفق مفهوم أرهينيوس	مراحل التأين
قوي: HCl	$\text{HCl}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$	واحدة لأنه أحادي البروتون
قوي: HNO <sub>3</sub>	$\text{HNO}_{3(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}$	واحدة لأنه أحادي البروتون
ضعيف: CH <sub>3</sub> COOH	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$	واحدة لأنه أحادي البروتون
قوي: H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(aq)} + \text{HSO}_4^-_{(aq)}$ $\text{HSO}_4^-_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$	اثنان لأنه ثنائي البروتون والأولى فقط تأين كامل لأنه قوي
ضعيف: H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{HCO}_3^-_{(aq)}$ $\text{HCO}_3^-_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$	اثنان لأنه ثنائي البروتون وكل المراحل تأين جزئي
ضعيف: H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$\text{H}_3\text{PO}_{4(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{H}_2\text{PO}_4^-_{(aq)}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{HPO}_4^{2-}_{(aq)}$ $\text{HPO}_4^{2-}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$	ثلاث لأنه ثلاثي البروتون وكل المراحل تأين جزئي لأنه ضعيف بالأصل

تذكر تأين الحمض القوي بسهم واحد، تأين الحمض الضعيف بسهمين

تعريف:

- 1- يُقصد بالبروتون (أيون الهيدروجين H<sup>+</sup>) لأنه فقد إلكترونه الوحيد وبقي في نواته بروتون واحد
- 2- أيضاً نقول عن الحمض الذي يمنح أكثر من ذرة هيدروجين متأينة بمتعدد البروتون
- 3- متعدد البروتون القوي يتأين في المرحلة الأولى تأيئاً كلياً ثم بعد ذلك يتأين في كل مرحلة تأيئاً جزئياً
- 4- حموض أرهينيوس كلها تحتوي الهيدروجين في صيغتها الكيميائية من خلال رابطة تساهمية وتكون قابلة للتأين في الماء منتجة البروتون H<sup>+</sup> وطرفها السالب

- 5- حمض الإيثانويك يُكتب في بعض المصادر العلمية بهذا الشكل  $HC_2H_3O_2$  للدلالة على أنه حمض أحادي البروتون، يعني تتأين ذرة هيدروجين واحدة من أصل أربعة
- 6- هناك فرق بين كلوريد الهيدروجين وحمض الهيدروكلوريك رغم أن كليهما له نفس الصيغة الكيميائية HCl، الأول في حالة الغاز والثاني هو حالة المحلول من إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء

❓ **فسر: يُعد حمض الإيثانويك أحادي البروتون رغم وجود أكثر من ذرة هيدروجين فيه**

ذرات الهيدروجين الثلاث المرتبطة بالكربون ليس لها القدرة على التأين؛ لأن الروابط بينها غير قطبية، أما ذرة الهيدروجين المرتبطة بالأكسجين ذات السالبية الكهربائية العالية هي الوحيدة التي تتأين في المحلول لذلك يُصنف الحمض على أنه أحادي البروتون

## الربط مع الزراعة



عرف العرب حمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالم جابر ابن حيان وأطلق عليه اسم زيت الزاج. يستخدم حمض الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها من الفطريات.



## مفهوم أرهينوس للقاعدة:

❓ **ما المقصود بقاعدة أرهينوس؟**

مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد  $OH^-$

❓ **ما الصفة المشتركة بين قواعد أرهينوس؟**

هي القواعد التي تحتوي على أيون الهيدروكسيد، وينطبق ذلك بشكل عام على هيدروكسيدات فلزات المجموعتين الأولى والثانية من الجدول الدوري

الجدول (2): بعض قواعد أرهينوس.

الصيغة الكيميائية	القاعدة
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
Mg(OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد المغنسيوم
Ca(OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد الكالسيوم

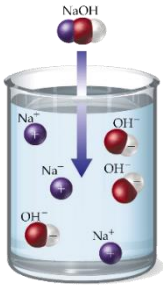
الفلزات القلوية الأرضية		الفلزات القلوية الأرضية																الفلزات القلوية الأرضية										الفلزات القلوية الأرضية																																																																																																																																																																																																																																					
1	H	1.008	2	He	4.00	3	Li	6.94	4	Be	9.01	5	B	10.81	6	C	12.01	7	N	14.01	8	O	16.00	9	F	19.00	10	Ne	20.18	11	Na	22.99	12	Mg	24.30	13	Al	26.98	14	Si	28.09	15	P	30.97	16	S	32.06	17	Cl	35.45	18	Ar	39.95	19	K	39.10	20	Ca	40.08	21	Sc	44.96	22	Ti	47.87	23	V	50.94	24	Cr	52.00	25	Mn	54.94	26	Fe	55.85	27	Co	58.93	28	Ni	58.69	29	Cu	63.55	30	Zn	65.38	31	Ga	69.72	32	Ge	72.63	33	As	74.92	34	Se	78.97	35	Br	79.90	36	Kr	83.80	37	Rb	85.47	38	Sr	87.62	39	Y	88.91	40	Zr	91.22	41	Nb	92.91	42	Mo	95.95	43	Tc	(97)	44	Ru	101.07	45	Rh	102.91	46	Pd	106.42	47	Ag	107.87	48	Cd	112.41	49	In	114.82	50	Sn	118.71	51	Sb	121.76	52	Te	127.60	53	I	126.90	54	Xe	131.29	55	Cs	132.91	56	Ba	137.33	57	Hf	178.49	58	Ta	180.95	59	W	183.84	60	Re	186.21	61	Os	190.23	62	Ir	192.22	63	Pt	195.08	64	Au	196.97	65	Hg	200.59	66	Tl	204.38	67	Pb	207.2	68	Bi	208.98	69	Po	(209)	70	At	(210)	71	Rn	(222)	72	Rf	(261)	73	Db	(268)	74	Sg	(269)	75	Bh	(270)	76	Hs	(278)	77	Mt	(281)	78	Ds	(282)	79	Rg	(285)	80	Cn	(286)	81	Nh	(289)	82	Fl	(290)	83	Mc	(293)	84	Lv	(294)	85	Ts	(294)	86	Og	(294)

# المحوض والقواعد

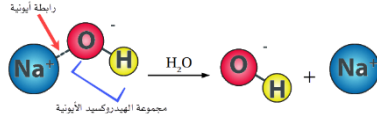
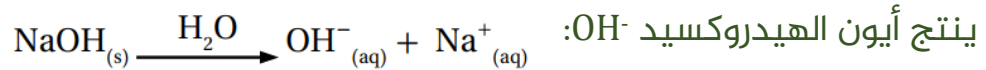
الوحدة  
الأولى

شرح + إجابات المناهج + وزارة + كيمياء

مدرسة الكيمياء، فيسبوك



★ مثال الكتاب ص12: عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء



★ مثال الكتاب ص12: عند إذابة محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في



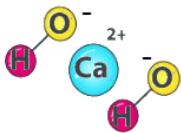
★ قواعد أرهينيوس إما تحتوي أيون هيدروكسيد واحد، مثل: هيدروكسيد الصوديوم، أو

تحتوي على أيوني هيدروكسيد، مثل: هيدروكسيد الكالسيوم  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ، هذا يعتمد على

تكافؤ الطرف الموجب، تكافؤ الصوديوم = 1 لأنه من 1A تكافؤ الكالسيوم = 2 لأنه من

مجموعة 2A

تعزيز مهم:



1- قواعد أرهينيوس مركبات أيونية تنتهي بأيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^{-}$

2- القاعدة التي تحتوي على أيوني هيدروكسيد تتفكك إلى 2 من أيونات الهيدروكسيد

قواعد	سلوك القاعدة وفق مفهوم أرهينيوس
LiOH	$\text{LiOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Li}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
NaOH	$\text{NaOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
KOH	$\text{KOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
RbOH	$\text{RbOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Rb}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
CsOH	$\text{CsOH}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Cs}^{+}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Mg}(\text{OH})_{2(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$\text{Sr}(\text{OH})_{2(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Sr}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{Ba}(\text{OH})_{2(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$

تعزيز: هيدروكسيدات الفلزات الأخرى نعتبرها قواعد أيونية ضعيفة وذائبيتها ضعيفة، لكن لوجود

الهيدروكسيد فيها فهي تعتبر من قواعد أرهينيوس الضعيفة، مثال: هيدروكسيد الفضة AgOH

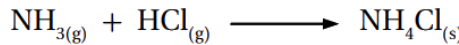
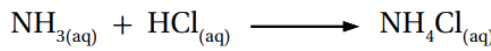
لاحظ أن أرهينيوس لم يستطع تفسير سلوك القواعد الضعيفة (التساهمية) التي لا تحوي في صيغتها

الكيميائية أيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^{-}$  مثل الأمونيا  $\text{NH}_3$  وغيرها من المركبات القاعدية التساهمية

★ رغم الإنجاز الذي حققه مفهوم أرهينيوس في مجال الكيمياء، فقد بقي محدوداً لأسباب كثيرة

💡 ما أوجه القصور أو جوانب العجز في مفهوم أرهينيوس؟

1- تناول أرهينيوس الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط، فلم يتمكن من تفسير سلوكها عندما لا تكون مذابة في الماء؛ لذا لا يعدّ غاز HCl حمضاً وكذلك لا يعدّ غاز NH<sub>3</sub> قاعدة رغم أنهما يتفاعلان في الوسط المائي وأيضاً يتفاعلان في الحالة الغازية ودون أن يتأينا، وينتج من تفاعلها الملح نفسه NH<sub>4</sub>Cl كلوريد الأمونيوم



2- لم يتمكن من تفسير التأثير القاعدي لقواعد معروفة مثل الأمونيا NH<sub>3</sub> وغيرها كالقواعد العضوية [الأمينات وتوابعها]، فهي لا تحوي أيون الهيدروكسيد في تركيبها، لكنها تتأين في الماء وينتج عنها أيون الهيدروكسيد

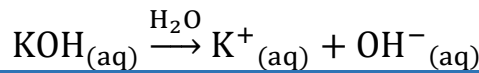
3- لم يتمكن من تفسير التأثير الحمضي أو القاعدي للأملاح، مثل كلوريد الأمونيوم NH<sub>4</sub>Cl الحمضي أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO<sub>3</sub> القاعدية

👤 **أتحقق ص 12 (1):** أصنف المواد الآتية إلى حموض وقواعد وفق مفهوم أرهينيوس:

HClO <sub>4</sub>	KOH	HNO <sub>3</sub>	HCOOH	Sr(OH) <sub>2</sub>
حمض قوي	قاعدة قوية	حمض قوي	حمض ضعيف	قاعدة قوية
فيه هيدروجين وينتج بروتون عند تأينه في الماء	فيها هيدروكسيد وتنتج أيون هيدروكسيد في الماء	فيه هيدروجين وينتج بروتون عند تأينه في الماء	فيه هيدروجين وينتج بروتون عند تأينه في الماء	فيها هيدروكسيد وتنتج أيون هيدروكسيد في الماء

👤 **أتحقق ص 12 (2):** أكتب معادلة تبين التأثير القاعدي لمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم

KOH



📝 فوائد:



- مفهوم أرهينيوس لا تظهر فيه مشاركة الماء (المذيب) في عملية تفكك أو تأين الحموض والقواعد
- لا فرق كبير إن قلنا تأين أو تفكك فكليهما مستخدمان في كتب الكيمياء ولا مشاحة في الاصطلاح، لكن للدقة العلمية تُستخدم كلمة تفكك أو تحلل للمركبات الأيونية في الماء لأن الرابطة الأيونية في المركب نشأت من تجاذب أيونات، ونستخدم كلمة تأين للمركبات التساهمية قابلة التأين في الماء

## تدريبات خارجية وكيماشيك: مفهوم أرهينيوس

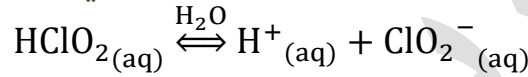
تدريب (1): أي المواد الآتية يعتبر قاعدة أرهينيوس؟

$\text{Ba(OH)}_2(\text{aq})$	-2	$\text{NaOH}(\text{s})$	-1
$\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq})$	-4	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-3

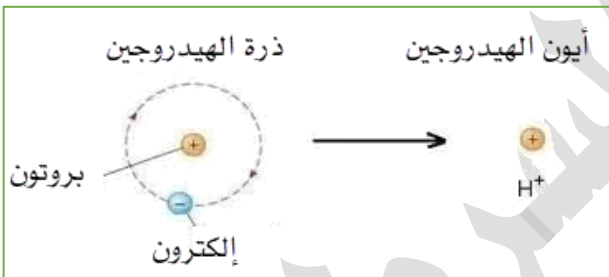
الإجابة (2): قاعدة تتأين وتنتج أيون الهيدروكسيد في المحلول المائي، بينما (1) مادة صلبة ولو افترضنا أنها أنتجت الهيدروكسيد في الماء رغم عدم ذوبانها، إلا أنها في الحالة الصلبة لا نعتبرها قاعدة أرهينيوس، أيضاً (3) الماء ليس بحمض ولا قاعدة عند أرهينيوس، وأخيراً (4) لا تحتوي هيدروكسيد في صيغتها مثل الأمونيا وقد عجز أرهينيوس عن تفسير سلوكها القاعدي في الماء

تدريب (2): فسر السلوك الحمضي لـ  $\text{HClO}_2$  في الماء وفق مفهوم أرهينيوس

هذا الحمض ضعيف سيكون تأينه جزئياً منتجاً أيون الهيدروجين في محلوله



تدريب (3): بالنظر إلى الشكل المجاور، فسر سبب تسمية أيون الهيدروجين بالبروتون



لأن الهيدروجين عدده الذري = 1، لديه بروتون واحد في النواة، فإذا فقد إلكترونه الوحيد أصبح موجب الشحنة ببروتون واحد، فسُمي بسبب ذلك بالبروتون

تدريب (4): صنّف الحموض الآتية إلى أحادية، ثنائية، ثلاثية البروتون، وصنّف القواعد إلى

أحادية وثنائية الهيدروكسيد، وبيّن القوي منها والضعيف

$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{RbOH}$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{Ba(OH)}_2$
ثلاثي البروتون	أحادي الهيدروكسيد	ثنائي البروتون	أحادي البروتون	ثنائي الهيدروكسيد
حمض ضعيف	قاعدة قوية	حمض ضعيف	حمض ضعيف	قاعدة قوية

## ورقة عمل: مفهوم أرهينيوس

تدريب (1): أي من المواد الآتية قاعدة لكنه لا يعتبر قاعدة أرهينيوس؟

HCOOH	-2	KOH	-1
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	-4	HOCl	-3

تدريب (2): أي من المواد الآتية تعد قاعدة حسب مفهوم أرهينيوس؟

NH <sub>3</sub>	-2	CH <sub>3</sub> COONa	-1
NaOH	-4	HNO <sub>3</sub>	-3

تدريب (3): أي المحاليل المائية للمواد الآتية لا يعد من حموض أو قواعد أرهينيوس؟

HF	-2	HNO <sub>3</sub>	-1
LiOH	-4	NH <sub>3</sub>	-3

تدريب (4): صنّف الحموض الآتية إلى أحادية، ثنائية، ثلاثية البروتون، وصنّف القواعد إلى

أحادية وثنائية الهيدروكسيد، وبيّن القوي منها والضعيف

HNO <sub>3</sub>	LiOH	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	Ca(OH) <sub>2</sub>

تدريب (5): اكتب معادلات التأيّن في الماء، تُظهر فيها أن:

-1 HOCl حمض أرهينيوس

-2 NaOH قاعدة أرهينيوس

## أيون الهيدرونيوم Hydronium Ion

★ تعزير:

تعلمنا سابقاً في الصف التاسع أن الحموض القوية والضعيفة تتأين في المحلول منتجة أيون الهيدروجين، وهذا أيضاً الذي كان يراه أرهينيوس، لكن الحقيقة العلمية الدقيقة أن أيون الهيدروجين لا يبقى منفرداً في المحلول بل سيتحد مع جزيء الماء مكوناً أيون الهيدرونيوم وهذا الذي سنراه لاحقاً في معادلات التأين

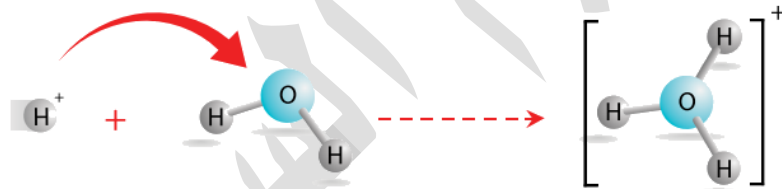
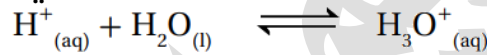
💡 ما المقصود بأيون الهيدرونيوم؟

هو جزيء الماء الذي ارتبط بأيون الهيدروجين  $H^+$  في المحلول برابطة تناسقية  $H_3O^+$

💡 فسر: أيون الهيدروجين لا يمكن أن يوجد منفرداً في المحلول

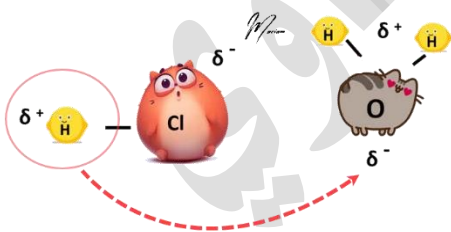
أو فسر: يتكوّن أيون الهيدرونيوم عند تأين الحموض في المحلول

أيون الهيدروجين يتكون من بروتون واحد فقط، وهو جسيم صغير جداً، يحمل شحنة كهربائية عالية جداً (ذو كثافة كهربائية عالية) فيرتبط بجزيء الماء مكوناً أيون الهيدرونيوم



نزيد في التفسير: ونوع الرابطة بين البروتون وجزيء الماء رابطة تناسقية وسنتعرف عليها في مفهوم لويس

📝 تعزير:



- كثافة الشحنة الكهربائية العالية على أيون الهيدروجين هي نتيجة حجمه الصغير جداً، وفي قوانين الفيزياء: كثافة الشحنة الكهربائية = (مقدار الشحنة المتوزعة على الأيون/حجم الأيون)، فكلما قل الحجم زادت كثافة الشحنة
- سنتفق أن كتابة أيون الهيدروجين في المعادلة هو نوع من

العلم السابق ولا إشكال فيه، ومثله كتابة أيون الهيدرونيوم الذي هو أعقد مما نتصور في الحقيقة يعني هو ليس  $H_3O^+$  فقط. سندقق بخصوص مكان الماء في المعادلة، إن كان الماء أعلى السهم كما في مفهوم أرهينيوس فإن الماء مذيب لا يشارك في شيء، وإن كان الماء ظاهراً في المعادلة بجانب السهم فهو مشارك في التفاعل وهذا الذي سنتعلمه في مفهوم برونستد-لوري

## مفهوم برونستد-لوري Bronsted-Lowry للحمض والقاعدة

★ بسبب قصور مفهوم أرهينيوس وعدم شموله استمر الكيميائيون بتطوير مفهومي الحمض والقاعدة

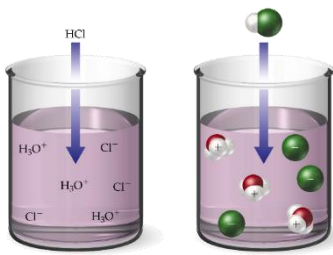
★ تمكّن العالمان برونستد ولوري من وضع تصوّر جديد وأكثر شمولية لمفهومي الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون  $H^+$  من الحمض إلى القاعدة أثناء التفاعل

💡 ما المقصود بـ **حمض برونستد-لوري**؟

مادة يمكنها منح بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون)  $H^+$

💡 ما المقصود بـ **قاعدة برونستد-لوري**؟

مادة يمكنها استقبال بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون)  $H^+$



★ مثال الكتاب ص13: عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في

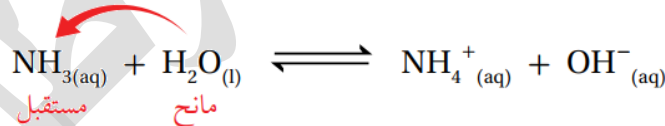
الماء فإنه يمنح البروتون  $H^+$  ويمثل الحمض، بينما يستقبل

الماء البروتون  $H^+$  ويمثل القاعدة:



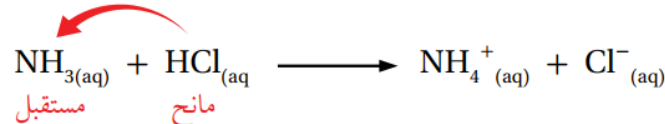
★ مثال الكتاب ص13-14: عند إذابة غاز الأمونيا  $NH_3$  في الماء فإنه يستقبل البروتون  $H^+$

وتمثل القاعدة، بينما يمنح الماء البروتون  $H^+$  ويمثل الحمض:



★ مثال الكتاب ص14: عند خلط محلول HCl مع محلول  $NH_3$  ينتقل البروتون  $H^+$  من HCl

الذي يمثل الحمض في التفاعل إلى  $NH_3$  التي تمثل القاعدة:



★ فنقول عن التفاعلات التي يحدث فيها انتقال للبروتون أنها تفاعلات حمض وقاعدة برونستد-لوري

📝 تذكر أن هذا التفاعل لم يستطع أرهينيوس تفسيره ولا تفسير سلوك الملح المتكون

$NH_4Cl$  وستتعرف على هذه الأملاح في الدرس الرابع إن شاء الله

**تعزيز:** سنتعلم سلوك القواعد التي لم توافق مفهوم أرهينيوس، بينما القواعد القوية مثل NaOH التي وافقت مفهوم أرهينيوس لن نفسر سلوكها وفق مفهوم برونستد-لوري، بشكل مختصر تذكّر أنها مركب أيوني من أيون الهيدروكسيد وأيون الفلز، يستقبل الهيدروكسيد البروتون من الماء فيتكون الماء مرة أخرى، جرب عن فهم اكتب المعادلة لتفهم انتقال البروتون واستقباله في القاعدة القوية

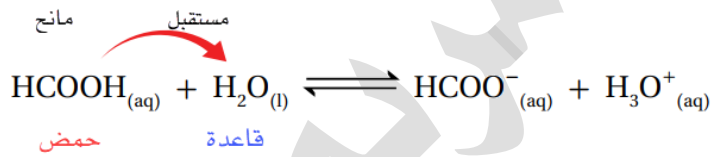
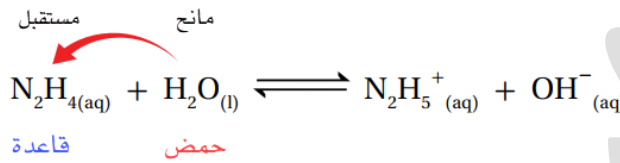
المادة	سلوك الحموض والقواعد وفق مفهوم برونستد-لوري
حمض: HCl	$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
حمض: HNO <sub>3</sub>	$HNO_3_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$
CH <sub>3</sub> COOH حمض كربوكسيلي (عضوي)	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$
الحموض الكربوكسيلية R-COOH	$R - COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + R - COO^-_{(aq)}$
حمض: H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$H_2SO_4_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + HSO_4^-_{(aq)}$ $HSO_4^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$
حمض: H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$H_2CO_3_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)}$ $HCO_3^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$
حمض: H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$H_3PO_4_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + H_2PO_4^-_{(aq)}$ $H_2PO_4^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}_{(aq)}$ $HPO_4^{2-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + PO_4^{3-}_{(aq)}$
قاعدة: NH <sub>3</sub>	$NH_3_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
قاعدة: N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	$N_2H_4_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> أمين (قاعدة)	$CH_3NH_2_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
R-NH <sub>2</sub> / R <sub>2</sub> -NH / R <sub>3</sub> -N الأمينات (قواعد عضوية)	$R - NH_2_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons R - NH_3^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $(R)_2 - NH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons (R)_2 - NH_2^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $(R)_3 - N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons (R)_3 - NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
NH <sub>2</sub> OH هيدروكسيل أمين قاعدة غير عضوية تسلك سلوك الأمينات العضوية	$NH_2OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3OH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ أو يُزاد البروتون جهة الأكسجين وهذا المركب أقل استقراراً $NH_2OH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_2OH_2^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

**تعزيز:** نلاحظ أن برونستد-لوري نجح في تفسير سلوك كثير من الحموض والقواعد وكثير من التفاعلات، خاصة تلك التي فشل أرهينيوس في تفسير سلوكها، لكنه لم يكن شاملاً لكل شيء، فاضطر العلماء لتطوير المفاهيم من خلال التجارب حتى وصل العالم لوييس إلى المفهوم الأشمل

ما أوجه القصور أو جوانب العجز في مفهوم برونستد-لوري؟

- 1- لم يوضح كيفية ارتباط البروتون بالقاعدة [يعني ماهية الرابطة بينهما]
- 2- لم يفسر العديد من تفاعلات الحمض والقاعدة التي لا تشمل على انتقال البروتون، مثل: تفاعل  $CO_2$  مع الماء، وتفاعل الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا

أتتحقق ص14: أحدد الحمض والقاعدة في التفاعلين الآتيين:



تعزير:

- نعتد الربط الذهني لحفظ مفهوم برونستد-لوري للحموض والقواعد
- حمض مانح برو - قاعدة مستقبل برو
- إذا تفاعلت الجزيئات: نحدد الحمض والقاعدة على أساس معلوماتنا المحفوظة
- إذا تفاعلت الأيونات المختلفة: نعتبر الأيون الموجب حمض لأنه أقدر على منح البروتون من الأيون السالب، والسالب نعتبره قاعدة
- إذا تفاعلت الجزيئات مع الأيونات: نحدد الجزيء هل هو حمض أم قاعدة، وقد يكون أمفوتيريًا لذا وقتها ننظر إلى الأيون وقدرته على المنح أو الاستقبال، وكل ذلك سيتضح مع الدروس شيئًا فشيئًا

الربط مع العلوم الطبية

سر الطعم المر للأدوية

يتكوّن العديد من الأدوية من قواعد تسمى الأمينات، وهي موادّ عضويّة تُشتقّ من الأمونيا  $NH_3$ ، فالمستخلص المرّ من لِحاء الكينا مادةٌ تسمى الكينين، وهو من الأمينات، وقد استُخدم في مكافحة الملاريا

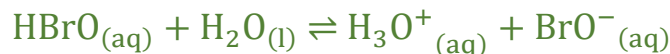
في الدروس التالية سنتعلم

وفق مفهوم برونستد-لوري:

- 1- الأزواج المترافقة 2- القوة النسبية للحموض والقواعد 3- المواد الأمفوتيرية

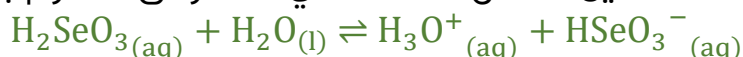
## تدريبات خارجية وكيماشيك: مفهوم برونستد-لوري

تدريب (1): فسر سلوك HBrO في الماء وفق مفهوم برونستد لوري لتحديد هل هي حمض أم قاعدة؟

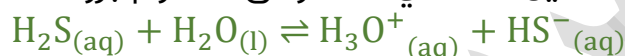


تكوّن أيون الهيدرونيوم في النواتج دليل على أن HBrO حمض منح البروتون إلى الماء

تدريب (2): اكتب معادلة التأيّن لحمض H<sub>2</sub>SeO<sub>3</sub> في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري



تدريب (3): اكتب معادلة التأيّن H<sub>2</sub>S في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري وبيّن سلوكه



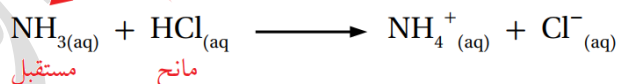
سلوكه حمضي لأنه منح البروتون إلى الماء

تدريب (4): اكتب معادلة التأيّن لـ CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري وبيّن سلوكه

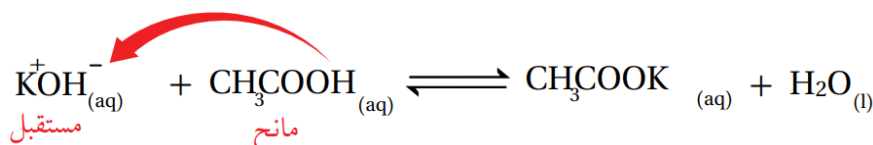


سلوكه قاعدي لأن استقبل البروتون من الماء

تدريب (5) كيماشيك: إذا علمت أن حمض الهيدروكلوريك مانح البروتون إلى الأمونيا فيتكون مركب كلوريد الأمونيوم، من خلال التفاعل الآتي:



طبق نفس المبدأ ووضح عملية انتقال البروتون بين الحمض والقاعدة في المعادلة الآتية:



(قدرات عليا): بما أن مركب هيدروكسيد البوتاسيوم أيوني فهو أيونات في المحلول، يستقبل أيون الهيدروكسيد (قاعدة برونستد-لوري) البروتون من حمض الإيثانويك (حمض برونستد-لوري) فيتكون الماء، ثم يتكون ملح أسيتات البوتاسيوم أو إيثانوات البوتاسيوم

✍ تدريب (6): صنّف المواد الآتية قواعد برونستد لوري فقط، قواعد أرهينيوس فقط، قواعد

أرهينيوس أو برونستد-لوري

$\text{Ca(OH)}_2$	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	$\text{N}_2\text{H}_4$	$\text{NaOH}$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$
قاعدة أرهينيوس أو برونستد-لوري	قاعدة برونستد-لوري فقط	قاعدة برونستد-لوري فقط	قاعدة أرهينيوس أو برونستد لوري	قاعدة برونستد-لوري فقط

✍ تدريب (7) كيماشيك: صح أم خطأ:

- 1- الأمينات قواعد عضوية ليست من قواعد أرهينيوس (صح)
- 2- كل قواعد وحموض أرهينيوس هي قواعد وحموض برونستد-لوري، وليس العكس (صح)
- 3- فسر برونستد-لوري ما عجز عنه أرهينيوس من خلال مفهوم انتقال البروتون، لكنه عجز عن تفسير طريقة ارتباط البروتون بالقاعدة (صح)
- 4- قواعد أرهينيوس مركبات أيونية بينما قواعد برونستد-لوري مركبات أيونية وتساهمية وإيونات (صح)

مفهوم برونستد-لوري

الحمض: يمنح بروتون  
القاعدة: يستقبل بروتون

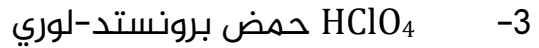
مفهوم أرهينيوس

الحمض: ينتج بروتون  
القاعدة: تنتج هيدروكسيد

## ورقة عمل: مفهوم برونستد-لوري

تذكر الحموض والقواعد القوية الشائعة "في التهيئة" نكتب تأينها بسهم واحد لأنها تتأين كلياً، فإن ورد عليك غيرها ستتعامل معه بمعادلات تأين جزئي "سهمين"

تدريب (1): اكتب معادلات تأين تُظهر فيها أن:



تدريب (2): اكتب معادلة التأين لحمض  $\text{H}_2\text{AsO}_3$  في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري

تدريب (3): اكتب معادلة التأين  $\text{HCN}$  في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري وبيّن عملية انتقال البروتون من ..... وإلى ..... ثم قارن بينها وبين سلوك  $\text{HCN}$  وفق مفهوم أرهينيوس

تدريب (4): وضح سلوك  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  في الماء وفق مفهوم برونستد-لوري من خلال معادلة كيميائية، هل هو سلوك حمضي أم قاعدي ولماذا؟

## الأزواج المترافقة Conjugated Pairs

★ بالاعتماد على تفاعلات الحموض والقواعد وفق مفهوم برونستد ولوري يكون لكل حمض في التفاعل قاعدة مرافقة في المواد الناتجة، ولكل قاعدة في التفاعل حمض مرافق في المواد الناتجة، يعني أزواج مترافقة في تفاعلات الحموض والقواعد

💡 ما المقصود بالأزواج المترافقة؟

الحمض والقاعدة المترافقة الناتجة عنه في التفاعل، أو القاعدة والحمض المرافق الناتج عنها في التفاعل

💡 ما المقصود بالقاعدة المرافقة؟

هي المادة الناتجة عن منح الحمض للبروتون

💡 ما المقصود بالحمض المرافق؟

هي المادة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون

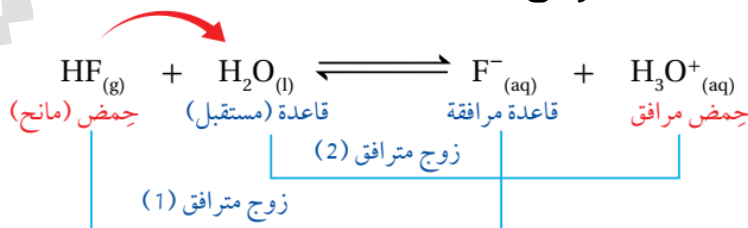
★ مثال الكتاب ص14: يتفاعل حمض HCl مع محلول القاعدة CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>، فالحمض يمنح البروتون H<sup>+</sup> وينتج أيون الكلوريد Cl<sup>-</sup> الذي يسمى قاعدة مرافقة، بينما تستقبل القاعدة CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> البروتون H<sup>+</sup> وينتج عن ذلك الأيون CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup> ويسمى الحمض المرافق



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المترافقة: HCl/Cl<sup>-</sup>

زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المترافق: CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>/CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup>

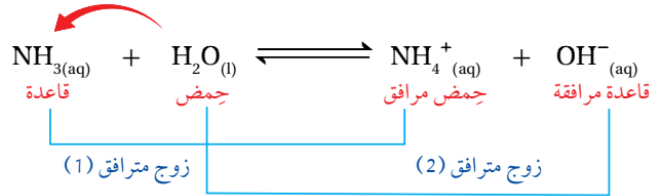
★ مثال الكتاب ص15: عند إذابة حمض HF في الماء فهو يمنح البروتون لينتج عنه أيون الفلوريد F<sup>-</sup> وهو قاعدته المترافقة، يستقبل الماء البروتون فهو القاعدة لينتج عنه أيون الهيدرونيوم وهو حمضه المترافق:



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المترافقة: HF/F<sup>-</sup>

زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المترافق: H<sub>2</sub>O/H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

★ مثال الكتاب ص15: عند تفاعل الأمونيا  $\text{NH}_3$  مع الماء فإن البروتون ينتقل من الماء إلى الأمونيا لأن الأمونيا قاعدة تستقبل، فنعتبر الماء حمض يمنح البروتون، ينتج أيون الهيدروكسيد القاعدة المرافقة للماء، وأيون الأمونيوم الحمض المرافق للأمونيا:



زوج مترافق (1) القاعدة وحمضها المرافق:  $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$

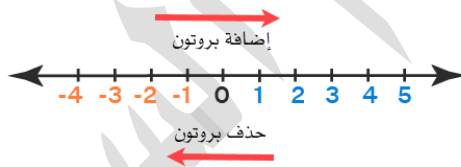
زوج مترافق (2) الحمض وقاعدته المرافقة:  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

تعزيز: 📝

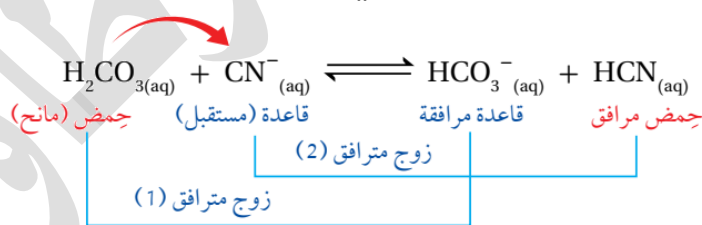
- لتمييز الأزواج المترافقة: ننظر لنقص وزيادة بروتون واحد  $\text{H}^+$ ، فالذي يزيد فيه البروتون هو الحمض والذي ينقص منه البروتون هو القاعدة

الحمض المرافق = نحطه بروتون وتزيد الشحنة

القاعدة المرافقة = نطلع منه بروتون وتقل الشحنة

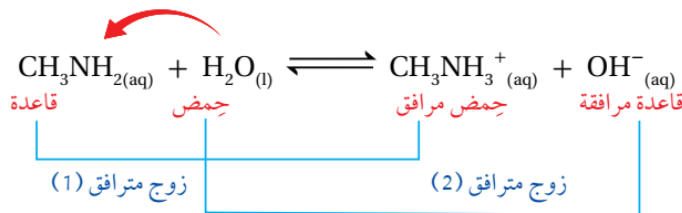


👤 **أتحقق ص15:** أحدد الزوجين المترافقين في كل من التفاعلين الآتيين:



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة:  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$

زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق:  $\text{CN}^-/\text{HCN}$



زوج مترافق (1) القاعدة وحمضها المرافق:  $\text{CH}_3\text{NH}_2/\text{CH}_3\text{NH}_3^+$

زوج مترافق (2) الحمض وقاعدته المرافقة:  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

## تدريبات خارجية وكيماشيك: الأزواج المترافقة



**مهم نتذكر:** الحمض المرافق = نحطه بروتون وتزيد الشحنة  
القاعدة المترافقة = نطلع منه بروتون وتقل الشحنة

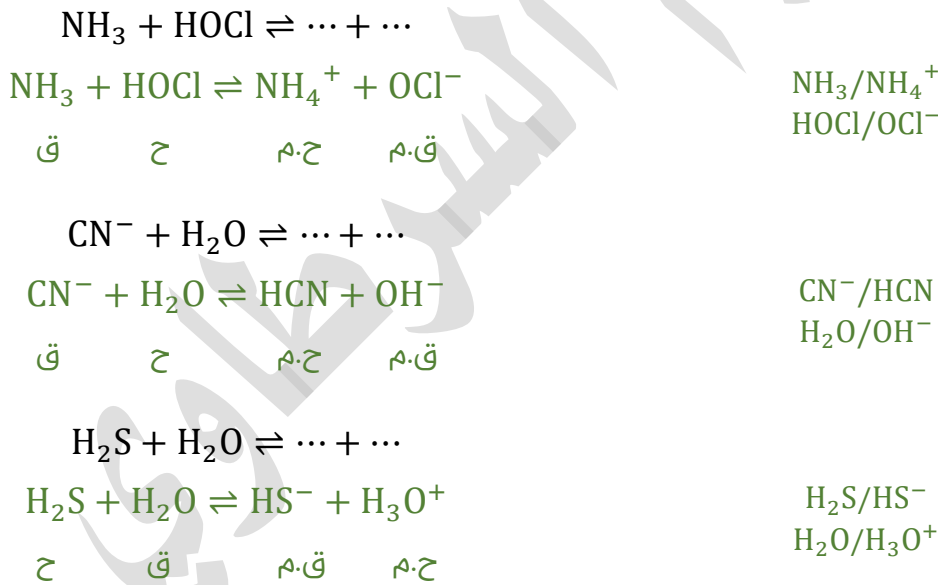
تدريب (1): اكتب القاعدة المترافقة لكل حمض مما يلي:

$H_3PO_4$	$NH_4^+$	$H_3O^+$	$C_2H_5COOH$	$HF$
$H_2PO_4^-$	$NH_3$	$H_2O$	$C_2H_5COO^-$	$F^-$

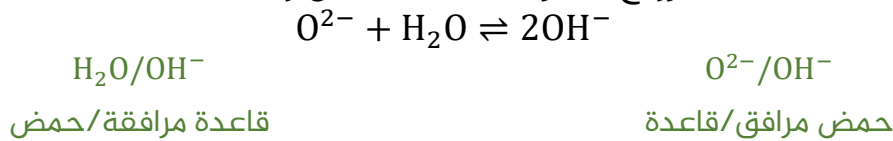
تدريب (2): اكتب الحمض المرافق لكل قاعدة مما يلي:

$HSO_3^-$	$OH^-$	$CO_3^{2-}$	$NH_2^-$	$C_2H_6NH$
$H_2SO_3$	$H_2O$	$HCO_3^-$	$NH_3$	$C_2H_6NH_2^+$

تدريب (3): أكمل المعادلات الآتية ثم حدد الأزواج المترافقة:



تدريب (4) كيماشيك: حدّد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة:



قدرات عليا: ملاحظة أن المعادلة الكاملة هي:



فتصبح



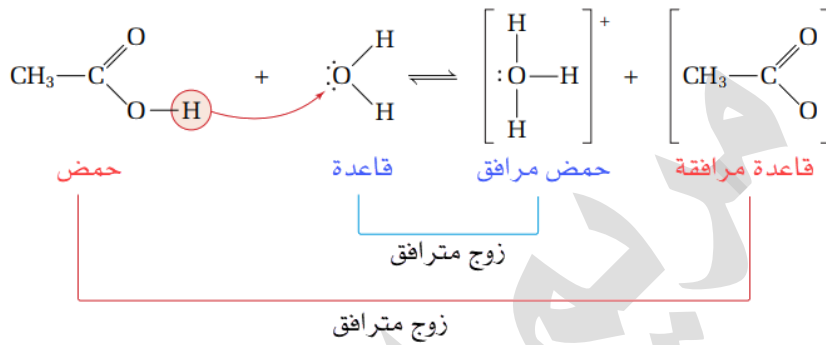
أيون الهيدروكسيد مرة حمض مرافق ومرة قاعدة مرافقة، لكن يجب أن نعلم أن  $\text{OH}^-$  يسلك سلوك القاعدة في التفاعلات وحالات خاصة جداً (ليست في المحاليل) ممكن يفقد بروتونه فيتكون منه  $\text{O}^{2-}$  كما في هذا التفاعل، أيضاً مهم أن نعلم أنه لم يتم تصنيفه كمادة أمفوتيرية وسنتعلم لاحقاً ماهية المادة الأمفوتيرية

تدريب (5) كيماشيك: وضح بالرسم سلوك حمض الخليك في الماء وفق مفهوم برونستد-

لوري، ثم حدد الأزواج المترافقة من خلال المعادلة الكيميائية

تذكر أن حمض الخليك هو نفسه الأسيتيك وأيضاً نفسه الإيثانويك

مهارات عليا: رسم عملية انتقال البروتون من خلال الصيغ البنائية للمركبات



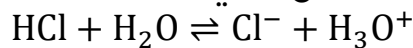
تدريب (6) كيماشيك: اختر الإجابة الصحيحة بخصوص التفاعل الآتي:



$\text{HBO}_3^{2-} / \text{HSiO}_3^-$ أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة	-1
$\text{HSiO}_3^- / \text{SiO}_3^{2-}$ كلاهما يسلك سلوك الحموض في التفاعل	-2
$\text{HBO}_3^{2-} / \text{SiO}_3^{2-}$ كلاهما يسلك سلوك القواعد في التفاعل	-3
$\text{HBO}_3^{2-} / \text{SiO}_3^{2-}$ أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة	-4

الإجابة (3)

تدريب (7): اختر الزوج المترافق للتفاعل الآتي:



$\text{H}_3\text{O}^+$	-2	$\text{HCl} / \text{H}_2\text{O}$	-1
$\text{HCl} / \text{H}_3\text{O}^+$	-4	$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$	-3

الإجابة (3)

✍ تدريب (8) كيماشيك: القاعدة المرافقة للأمونيا  $\text{NH}_3$ :

$\text{NH}_2^-$	-2	$\text{NH}_4^+$	-1
$\text{NH}_2\text{OH}$	-4	$\text{NH}_3$	-3

الإجابة (2): سنتعرف لاحقاً في التعزيز والإضافات في درس المواد الأمفوتيرية: أن الأمونيا لها سلوك أمفوتيري، لكن مع الماء والحموض هي تسلك سلوك القاعدة

✍ تدريب (9) كيماشيك: الحمض المرافق لـ  $\text{Ac}^-$ :

$\text{HAc}^-$	-2	$\text{HAc}$	-1
$\text{HAc}^+$	-4	$\text{H}_2\text{O}$	-3

الإجابة (1)

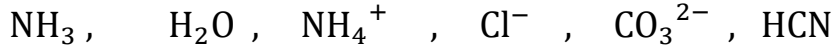
✍ تدريب (10): أي عبارة من العبارات الآتية غير صحيحة؟

القاعدة المرافقة لـ $\text{HCO}_3^-$ هي $\text{H}_2\text{CO}_3$	-2	القاعدة المرافقة لـ $\text{H}_2\text{O}$ هي $\text{OH}^-$	-1
القاعدة المرافقة لـ $\text{HCN}$ هي $\text{CN}^-$	-4	الحمض المرافق لـ $\text{NH}_3$ هو $\text{NH}_4^+$	-3

الإجابة (2)

## ورقة عمل: الأزواج المترافقة

تدريب (1): المواد الآتية هي حموض وقواعد برونستد-لوري، بيّن زوج مترافق واحد من بين تلك المواد



الزوج المترافق من الحمض ..... و القاعدة .....

تدريب (2): ادرس المعادلات المبينة في الجدول التالي وأكمل الفراغات بما يناسبها:

معادلة التفاعل	الحمض	القاعدة المترافقة	القاعدة	الحمض المترافق
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$\text{H}_2\text{SO}_3$			$\text{H}_3\text{O}^+$
$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{OH}^-$			$\text{N}_2\text{H}_4$	
$\text{HF} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{F}^-$	$\text{HF}$			
$\text{H}_2\text{S} + \text{F}^- \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{HF}$		$\text{HS}^-$		
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$				$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$

تدريب (3): اكتب القاعدة المترافقة لكل من حموض برونستد-لوري الآتية:

$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{NH}_4^+$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$	$\text{HOCl}$

تدريب (4): اكتب الحمض المترافق لكل من قواعد برونستد-لوري الآتية:

$\text{HCO}_3^-$	$\text{O}^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

تدريب (5): فسر السلوك الحمضي لحمض  $\text{HCl}$  من خلال معادلات كيميائية وفق مفهومي أرهينيوس، وبرونستد-لوري

تذكر أن أرهينيوس اعتبر الماء وسطاً للمحاليل بخلاف برونستد جعله من ضمن المتفاعلات

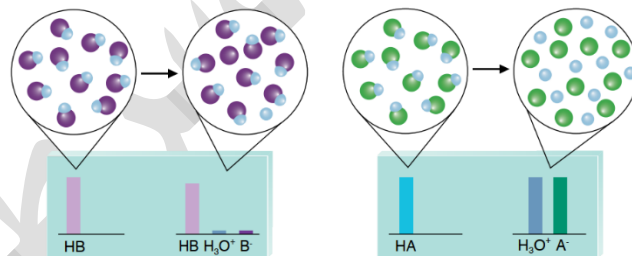
## قوة الحمض والقاعدة

الحمض	القاعدة
HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HI	I <sup>-</sup>
HBr	Br <sup>-</sup>
HCl	Cl <sup>-</sup>
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
HF	F <sup>-</sup>
CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>
HClO	ClO <sup>-</sup>
HBrO	BrO <sup>-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>
HCN	CN <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>

- انظر الجدول (3): هناك علاقة عكسية بين قوة الحمض والقاعدة المرافقة له، أيضا قوة القاعدة والحمض المرافق لها فالحمض القوي ينتج عنه قاعدة مرافقة ضعيفة أي ليس لها القدرة على استقبال بروتون من الحمض الذي في جهتها والحمض الضعيف ينتج عنه قاعدة قوية لها القدرة على استقبال بروتون من الحمض الذي في جهتها
- تفاعلات الحموض والقواعد تتجه دائماً من الجهة الأقوى إلى الجهة الأضعف

### ★ تُصنّف الحموض والقواعد حسب قوتها إلى نوعين:

- 1- حموض وقواعد ضعيفة: تتأين جزئياً، ويكون مرافقها قوياً
  - 2- حموض وقواعد قوية: تتأين كلياً، ويكون مرافقها ضعيفاً
- العلاقة عكسية من ناحية القوة بين الأزواج المترافقة



الشكل (4): تأين الحموض القوية والحموض الضعيفة في الماء.

(ب) حمض ضعيف.

(أ) حمض قوي.

### تعزيز: شوي نراجع ونربط المعلومات:

درسنا سابقاً أن الحموض والقواعد القوية تتأين كلياً في الماء وتفاعلها بسهم واحد، والنتائج أيونات المركب كلها في المحلول، ولذا هي محاليل كهربالية قوية موصلة للتيار الكهربائي، بينما الحموض والقواعد الضعيفة تتأين جزئياً وبشكل ضئيل من الأيونات ويبقى جزء كبير من المركب على حاله فالتفاعل بسهمين واسمه تفاعل منعكس يحدث فيه اتزان ديناميكي وموضع الاتزان مُزاح جهة المتفاعلات لأنها تبقى الأكثر تركيزاً، محاليلها كهربالية ضعيفة موصلة بشكل ضعيف للتيار الكهربائي، انظر الشكل (□)

❓ اذكر الأمور التي تعتمد عليها قوة الحمض؟

كلما زادت قدرته على التأين ومنح البروتون زادت قوته، وقلّت قوة قاعدته المرافقة

❓ اذكر الأمور التي تعتمد عليها قوة القاعدة؟

كلما زادت قدرتها على التأين واستقبال البروتون زادت قوتها، وقلّت قوة حمضها المرافق

### تفسير التأين الكلي والجزئي وفق مفهوم برونستد لوري:

تعزيز: سننظر إلى تفاعلات الحموض والقواعد وفق مفهوم برونستد-لوري على أنها معركة بين الجانب القوي والضعيف على طرفي التفاعل، فالجانب القوي يغلب ويسير التفاعل منه إلى ناحية الجانب الأضعف، لأن الجانب القوي أقدر على منح واستقبال البروتون نعتبر الماء في طرف القوي قوي، وفي طرف الضعيف ضعيف

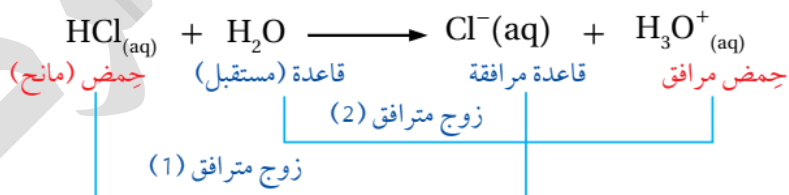
ننظر إلى أي تفاعل من اليسار جهة متفاعلات، والتي على اليمين هي جهة النواتج، ولو كان تفاعلاً منعكساً، ولا ننس أن التفاعل المنعكس له اتجاهان (أمامي وعكسي) ونتذكر أيضاً: تفاعلات الحموض والقواعد تتجه من المواد الأقوى إلى تكوين المواد الأضعف "قاعدة مهمة جداً لحل أسئلة الوزارة التي تخص ترجيح موضع الاتزان"

❓ فسّر: يتأين حمض HCl في الماء، ورغم تكوّن حموض وقواعد مرافقة في النواتج إلا أنه لا يحدث تفاعل عكسي [مثال الكتاب ص 15-16]

الحمض	القاعدة
HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HI	I <sup>-</sup>
HBr	Br <sup>-</sup>
HCl	Cl <sup>-</sup>
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>

أقوى كحمض

أقوى كقاعدة

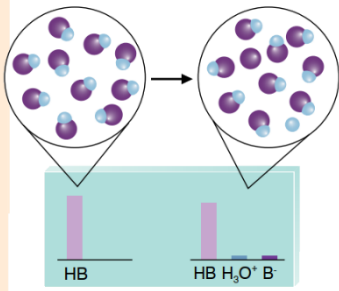
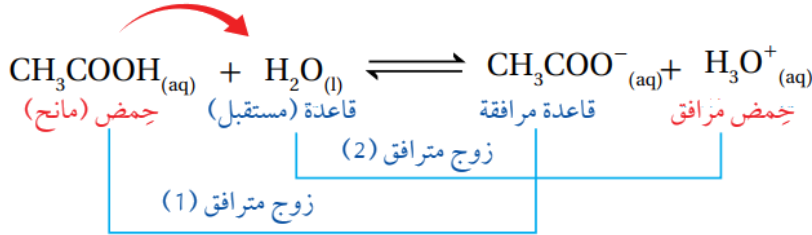


زوج مترافق (1) الحمض القوي وقاعدته المرافقة الضعيفة: HCl/ Cl<sup>-</sup>  
 زوج مترافق (2) القاعدة القوية وحمضها المرافق الضعيف: H<sub>2</sub>O/ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>  
 نتذكر: الماء في طرف الحمض القوي هو قاعدة قوية

HCl حمض قوي أكثر قدرة على منح البروتون من الحمض المرافق H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> هي أقل قدرة على استقبال البروتون لتكوين HCl وبالتالي H<sub>2</sub>O أقوى كقاعدة من القاعدة المرافقة Cl<sup>-</sup>

المتفاعلات: HCl و H<sub>2</sub>O أقوى كحمض وقاعدة من الحمض والقاعدة جهة النواتج، لذا التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية ويستمر بالاتجاه من المتفاعلات إلى النواتج [اتجاه أمامي] ولن يحدث تفاعل عكسي، لذا نعبر عن التفاعل بسهم واحد [تأين كلي]

💡 **فسر:** يتأين حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  في الماء بدرجة ضئيلة، ويكون التفاعل منعكساً كما في المعادلة الآتية: [مثال الكتاب ص16]



زوج مترافق (1) الحمض الضعيف وقاعدته المرافقة القوية:  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

زوج مترافق (2) القاعدة الضعيفة وحمضها المرافق القوي:  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$

نتذكر: الماء في طرف الحمض الضعيف هو قاعدة ضعيفة

درجة التأين الضئيلة للحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  في المحلول تعنى أن

تركيزه عال مقارنة بتركيز الحمض  $\text{H}_3\text{O}^+$  كما في الشكل

وهذا يدل على أن الماء لم يسحب بروتون حمض الإيثانويك بشكل كاف.

$\text{CH}_3\text{COOH}$  حمض ضعيف وهو أقل قدرة على منح البروتون من  $\text{H}_3\text{O}^+$

وبالتالي  $\text{H}_3\text{O}^+$  أقوى كحمض من  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$\text{CH}_3\text{COO}^-$  أكثر قدرة على استقبال البروتون من القاعدة  $\text{H}_2\text{O}$  وبالتالي

$\text{CH}_3\text{COO}^-$  أقوى كقاعدة من  $\text{H}_2\text{O}$

النواتج:  $\text{H}_3\text{O}^+$  كحمض وقاعدة أقوى من الحمض والقاعدة

جهة المتفاعلات، لذا التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الأضعف أي يُزاح

موضع الاتزان جهة المتفاعلات وسيحدث تفاعل عكسي ونعبر عن

التفاعل بسهمين [تأين جزئي]

الحمض	القاعدة
$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$
$\text{HI}$	$\text{I}^-$
$\text{HBr}$	$\text{Br}^-$
$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$
$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$
$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{HSO}_3^-$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$
$\text{HF}$	$\text{F}^-$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$
$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$
$\text{HBrO}$	$\text{BrO}^-$

أقوى كحمض

أقوى كقاعدة

ضوء اللمبة: 📌

يصل التفاعل المنعكس إلى الاتزان عندما تتساوى سرعة التفاعل العكسي والأمامي.

إزاحة موضع الاتزان معناه أن التركيز أعلى في الموضع المزاح سواء كان عند المتفاعلات أو النواتج.

★ تذكر مرة أخرى: تفاعلات الحموض والقواعد تتجه من الأقوى إلى الأضعف

★ يُزاح موضع الاتزان جهة المواد الأضعف في التفاعل، وسنتعلم في الدرس الثالث مفاهيم

كثيرة نحدد من خلالها المواد الأقوى والأضعف في التفاعل

★ أيون  $\text{H}_3\text{O}^+$  أقوى من الماء  $\text{H}_2\text{O}$  كحمض، وأيون  $\text{OH}^-$  أقوى من الماء  $\text{H}_2\text{O}$  كقاعدة

الجدول (3): العلاقة بين قوة الحموض وقوة قواعدها المرافقة.

الحمض	القاعدة
HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HI	I <sup>-</sup>
HBr	Br <sup>-</sup>
HCl	Cl <sup>-</sup>
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
HF	F <sup>-</sup>
CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>
HClO	ClO <sup>-</sup>
HBrO	BrO <sup>-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>
HCN	CN <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>

أتحقق ص 17: اعتماداً على الجدول (3) أجيب عن الأسئلة الآتية:

1- أحدد الحمض الأقوى بين الحموض الآتية  
HNO<sub>2</sub>, HBr, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

HBr هو الأقوى

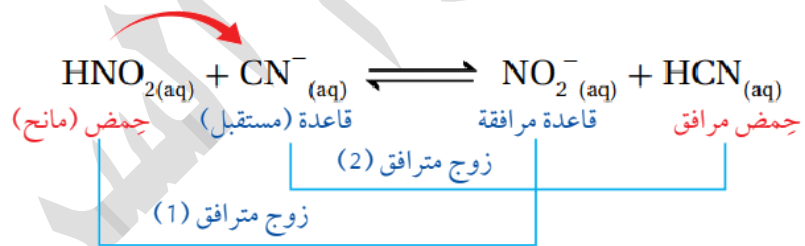
2- أحدد أي الحموض الآتية تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى  
HI, H<sub>2</sub>S, HF

نبحث عن أضعف حمض لأن الأضعف ستكون قاعدته المرافقة هي الأقوى

أضعف الحموض = H<sub>2</sub>S ولها أقوى قاعدة مرافقة = HS<sup>-</sup>

أو نحول الصيغ إلى قواعد مرافقة بحذف البروتون والنزول بالشحنة ونقارن بينها في الجدول  
I<sup>-</sup>, HS<sup>-</sup>, F<sup>-</sup>

3- أحدد الجهة التي يُزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي



نقارن قوة الحمض على الطرفين من خلال الجدول (3)

HNO<sub>2</sub> > HCN بالتالي HNO<sub>2</sub> أقدر على منح البروتون من HCN

وبما أن HCN أضعف كحمض فإن القاعدة المرافقة لها CN<sup>-</sup> هي الأقوى

الحمض والقاعدة أقوى في جهة المتفاعلات

يتجه التفاعل من الأقوى إلى الأضعف، إذًا يُزاح موضع الاتزان نحو النواتج

### علاقات سريعة

الحمض القوي قاعدته المرافقة ضعيفة والعكس صحيح

القاعدة القوية حمضها المرافق ضعيف والعكس صحيح

ورح نميز بالدرس الثالث هذه الأمور بشكل أكبر من خلال تركيز الأيونات

والرقم الهيدروجيني وثابت التأيين

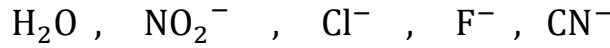
## تدريبات خارجية وكيماشيك: قوة الحمض والقاعدة

القاعدة	الحمض
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HClO <sub>4</sub>
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
I <sup>-</sup>	HI
Br <sup>-</sup>	HBr
Cl <sup>-</sup>	HCl
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	HNO <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> O	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	HNO <sub>2</sub>
F <sup>-</sup>	HF
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	CH <sub>3</sub> COOH
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
HS <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> S
ClO <sup>-</sup>	HClO
BrO <sup>-</sup>	HBrO
NH <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
CN <sup>-</sup>	HCN
OH <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O

تزداد قوة القاعدة ↑  
تزداد قوة الحمض ↓

استخدم الجدول المجاور لحل التدريبات الآتية:

تدريب (1): رتب القواعد حسب قوتها:



ترتيبها من ناحية الأضعف إلى الأقوى



تدريب (2): أي القواعد الآتية حمضها المرافق هو الأقوى، والأضعف:



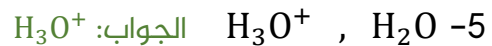
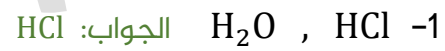
الحمض المرافق نحت بروتون:



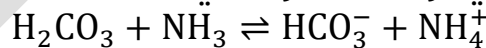
القاعدة ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> حمضها المرافق هو الأقوى

القاعدة OH<sup>-</sup> حمضها المرافق هو الأضعف هو H<sub>2</sub>O

تدريب (3): اختر الحمض الأقوى من الأزواج الآتية:



تدريب (4): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية:

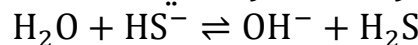


الحموض في التفاعل: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> و NH<sub>4</sub><sup>+</sup> الأقوى هو H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

القواعد في التفاعل: NH<sub>3</sub> و HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> الأقوى هو NH<sub>3</sub>

يسير التفاعل من الأقوى إلى الأضعف، الاتزان يُزاح ناحية النواتج لأنها الأضعف

تدريب (5): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية:



الحموض في التفاعل: H<sub>2</sub>O و H<sub>2</sub>S الأقوى هو H<sub>2</sub>S

القواعد في التفاعل: OH<sup>-</sup> و HS<sup>-</sup> الأقوى هو OH<sup>-</sup>

يسير التفاعل من الأقوى إلى الأضعف، الاتزان يُزاح ناحية المتفاعلات لأنها الأضعف

## ورقة عمل: قوة الحمض والقاعدة

استخدم الجدول المجاور لحل التدريبات الآتية:

القاعدة	الحمض
$\text{ClO}_4^-$	$\text{HClO}_4$
$\text{HSO}_4^-$	$\text{H}_2\text{SO}_4$
$\text{I}^-$	$\text{HI}$
$\text{Br}^-$	$\text{HBr}$
$\text{Cl}^-$	$\text{HCl}$
$\text{NO}_3^-$	$\text{HNO}_3$
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{O}^+$
$\text{HSO}_3^-$	$\text{H}_2\text{SO}_3$
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{H}_3\text{PO}_4$
$\text{NO}_2^-$	$\text{HNO}_2$
$\text{F}^-$	$\text{HF}$
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{CH}_3\text{COOH}$
$\text{HCO}_3^-$	$\text{H}_2\text{CO}_3$
$\text{HS}^-$	$\text{H}_2\text{S}$
$\text{ClO}^-$	$\text{HClO}$
$\text{BrO}^-$	$\text{HBrO}$
$\text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+$
$\text{CN}^-$	$\text{HCN}$
$\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}$

تزايد قوة القاعدة  
تزايد قوة الحمض

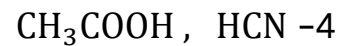
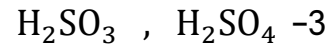
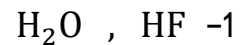
تدريب (1): رتب القواعد حسب قوتها:



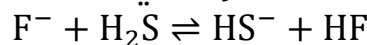
تدريب (2): أي القواعد الآتية حمضها المرافق هو الأقوى، والأضعف:



تدريب (3): اختر الحمض الأقوى من الأزواج الآتية:

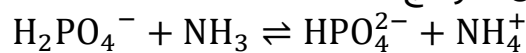


تدريب (4): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية:

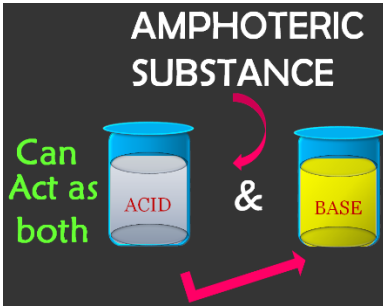


تدريب (5): عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلات الآتية إذا علمت أن المتفاعلات

كحموض وقواعد أقوى من النواتج



## المواد الأمفوتيرية (المتردة) Amphoterics



★ يتأثر سلوك المادة كحمض أو قاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري تبعاً لطبيعة المواد التي تتفاعل معها وقدرتها على منح البروتون أو استقباله

❓ ما المقصود بالمواد الأمفوتيرية أو المتردة؟

مادة تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في

تفاعلات أخرى، مثال: الماء مع الحمض يسلك سلوك القاعدة، الماء مع القاعدة يسلك سلوك

الحمض، إذاً الماء مادة أمفوتيرية

★ مواد تسلك السلوك الأمفوتيري:

1- الماء  $H_2O$

2- الأيونات السالبة المحتوية على هيدروجين، فهي تقدر على

منحه كبروتون وتقدر أيضاً على استقباله، مثل:  $HSO_3^-$ ,  $HCO_3^-$ ,  $H_2PO_4^-$ ,  $HS^-$

ويستثنى منها: أيونات الهيدروكسيد  $OH^-$  وأيونات الكربوكسيل  $R-COO^-$  مثل:  $HCOO^-$  و

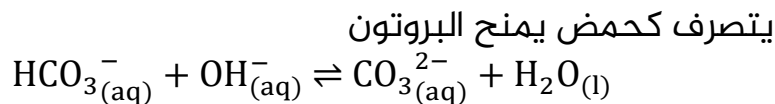
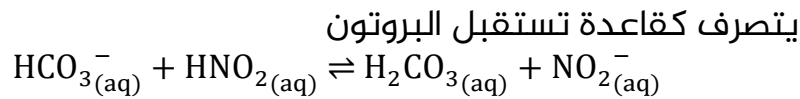
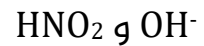
$CH_3COO^-$  وغيرها من أيونات الحموض الكربوكسيلية

★ طريقة حل معادلات المواد الأمفوتيرية:

ننظر إلى المواد الأخرى المتفاعلة معها هل هي حمض أم قاعدة وعلى أساس ذلك نقرر سلوكها من ناحية منح أو استقبال البروتون

التفاعل	سلوك المواد الأمفوتيرية وفق مفهوم برونستد-لوري
الماء مع الحمض	$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
الماء مع القاعدة	$NH_3_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$HSO_3^-$ مع الحمض	$HSO_3^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2SO_3_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
$HSO_3^-$ مع القاعدة	$HSO_3^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons SO_3^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$
$HS^-$ مع الحمض	$HS^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2S_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
$HS^-$ مع القاعدة	$HS^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons S^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$
$HCO_3^-$ مع الحمض	$HCO_3^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2CO_3_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
$HCO_3^-$ مع القاعدة	$HCO_3^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons CO_3^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$
$H_2PO_4^-$ مع الحمض	$H_2PO_4^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_3PO_4_{(aq)} + F^-_{(aq)}$
$H_2PO_4^-$ مع القاعدة	$H_2PO_4^-_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons HPO_4^{2-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$

أتحقق ص 17: أكتب معادلتين كيميائيتين أوضح فيهما سلوك الأيون  $\text{HCO}_3^-$  مع كل من

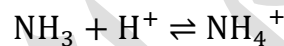


إضافات (قدرات عليا) من دليل معلم التوجيهي المنهاج الأردني 2017 وتعزيز بالشرح:

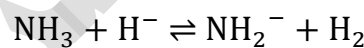
من المواد الأمفوتيرية الأخرى:

## 1- الأمونيا $\text{NH}_3$

الأمونيا مع الماء، سيواجه البروتون  $\text{H}^+$  ويتصرف كقاعدة (يستقبله) ليتكون الأمونيوم



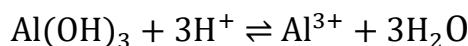
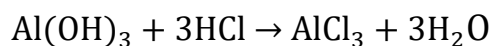
في حالات خاصة "فقط" يتصرف الأمونيا كحمض، مثلاً عندما يتفاعل مع هيدريد الفلز فإنه سيقابل الهيدريد  $\text{H}^-$  ويمنحه البروتون ليتكون غاز الهيدروجين



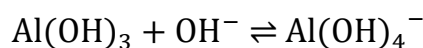
تذكر: نحن نعامل الأمونيا كقاعدة إذا تفاعلت مع حمض وهذا المطلوب منك في المنهاج

## 2- هيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al}(\text{OH})_3$

مع الحمض القوي سيتصرف كقاعدة وسيستقبل أيون الهيدروكسيد البروتون ويتكوّن الماء



مع القاعدة القوية سيتصرف كحمض وهذا سنتعلمه في مفهوم لويس لأن برونستد-لوري لم يستطع تفسير سلوك أيونات الفلزات في الماء أو مع القواعد



## تدريبات خارجية وكيماشيك: المواد الأمفوتيرية

تدريب (1): أي الآتية تعد أمفوتيرية:

H <sub>2</sub> O	-2	HCN	-1
HCOO <sup>-</sup>	-4	CsBr	-3

الإجابة (2)

تدريب (2): أي الآتية لا تعد أمفوتيرية:

CN <sup>-</sup>	-2	H <sub>2</sub> O	-1
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	-4	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	-3

الإجابة (2)

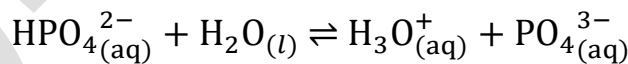
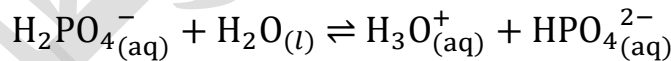
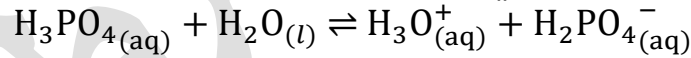
تدريب (3) كيماشيك: اختر الزوج المترافق الذي يسلك كل منهما سلوكًا أمفوتيريًا:

HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> / H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	-2	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> / H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-1
HCl / Cl <sup>-</sup>	-4	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> / H <sub>2</sub> O	-3

الإجابة (2): كلاهما يستطيع أن يتصرف بشكل أمفوتيري

تدريب (4): يتأين حمض الفوسفوريك ثلاثي البروتون في الماء على ثلاث مراحل، أي من

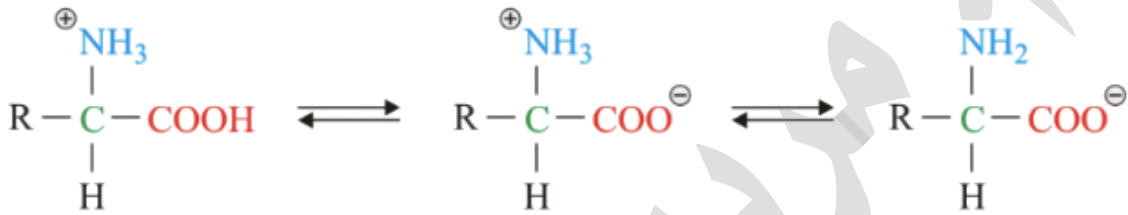
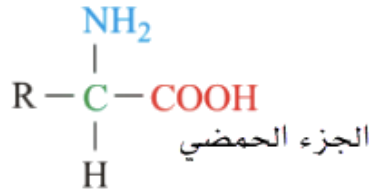
القواعد أو الحموض عدا الماء في هذه المعادلات نعتبرها بالعادة مواد أمفوتيرية؟



الإجابة: H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> و HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

تدريب (5) كيماشيك: يحوي الحمض الأميني على مجموعة الكربوكسيل الحمضية وعلى مجموعة الأمين القاعدية، بالنظر إلى الشكل الآتي، هل ممكن أن نقول عن الحمض الأميني أنه يسلك سلوك أمفوتيري؟ مع التفسير

الجزء القاعدي



نعم يسلك سلوك أمفوتيري، مجموعة الأمين القاعدية تقبل البروتون من حمض مانج، ومجموعة الكربوكسيل تمنح البروتون لقاعدة تستقبلها، نستطيع أن نقول أن الحمض الأميني أمفوتيري. ويتضح من الصورة ثلاث حالات لسلوك الحمض الأميني

ملحوظة: التدريبات الخارجية مجرد رفع مهارات معرفية وتوسع في الأفكار فإذا لم تفهمها فهي ليست مطلوبة وعليك التركيز على مادة الكتاب ومسائله وبنك الوزارة

## ورقة عمل: المواد الأمفوتيرية

تدريب (1): أي الآتية تعد أمفوتيرية:

$\text{CN}^-$	-2	$\text{HCOO}^-$	-1
$\text{NH}_4^+$	-4	$\text{HSO}_3^-$	-3

تدريب (2): أي الآتية لا تعد أمفوتيرية:

$\text{CO}_3^{2-}$	-2	$\text{HSO}_4^-$	-1
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	-4	$\text{HSO}_3^-$	-3

تدريب (3): وضع سلوك  $\text{HS}^-$  إذا تفاعلت مع القاعدة  $\text{N}_2\text{H}_4$  وإذا تفاعلت مع الحمض  $\text{HNO}_2$

تدريب (4): وضع سلوك  $\text{HPO}_3^{2-}$  بوصفها مادة مترددة مع  $\text{HF}$  و  $\text{NH}_3$

## مفهوم لويس للحمض والقاعدة



★ درس لويس تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتمل على انتقال البروتون  $H^+$  من الحمض إلى القاعدة، واعتمد على تصور جديد لمفهوم الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحمض

★ ساعد مفهوم لويس على تفسير تكوين رابطة في تفاعل الحمض مع القاعدة، وتسمى بالرابطة التناسقية [هي رابطة تساهمية بين ذرتين شاركت بالإلكترونات ذرة واحدة]

💡 ما المقصود بـ **حمض لويس**؟

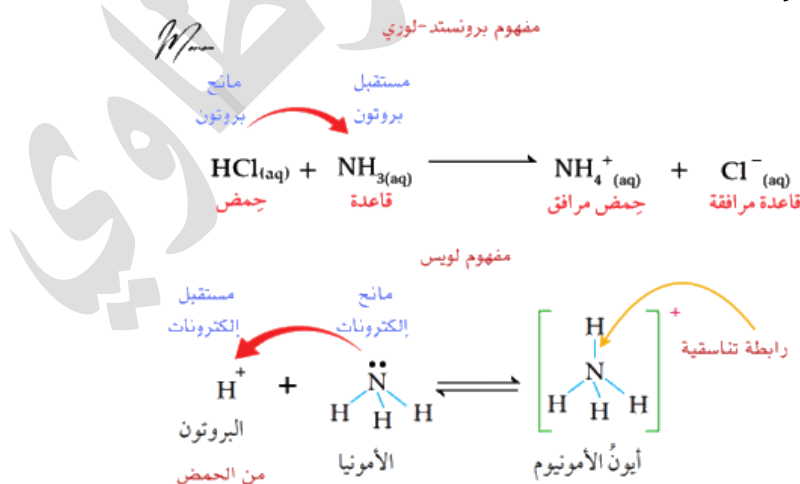
مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل

💡 ما المقصود بـ **قاعدة لويس**؟

مادة يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل

★ مثال الكتاب ص 18: عند تفاعل الحمض  $HCl$  مع القاعدة  $NH_3$  فأيون الهيدروجين

(البروتون)  $H^+$  الناتج من تأين الحمض يمتلك فلجاً فارغاً، بينما تمتلك ذرة النيتروجين في الأمونيا زوجاً غير رابط من الإلكترونات، عند انتقال البروتون إلى الأمونيا فإنه يستقبل زوج إلكترونات غير رابط في ذرة النيتروجين ويرتبط به فتنشأ بينهما رابطة تناسقية ويتكون أيون الأمونيوم  $NH_4^+$  موجب الشحنة



★ نستنتج أن حمض برونستد-لوري مانح البروتون هو حمض لويس مستقبل الإلكترونات، وأن قاعدة برونستد-لوري مستقبل البروتون هو قاعدة لويس مانح الإلكترونات

تعزير: 

- 1- توزيع الهيدروجين الإلكتروني هو  $1s^1$  عند فقدته إلكترونه في عملية التأين فإن أفلاكه في المستوى الأول تصبح فارغة  $s^0$  وتصبح قابلة لاستقبال إلكترون من أي عنصر غني بالإلكترونات
- 2- انتقال الإلكترونات وفق مفهوم لويس ليس انتقالاً حقيقياً إنما عملية مشاركة ورابطة
- 3- حمض برونستد-لوري مانح البروتون هو حمض لويس مستقبل الإلكترونات، وقاعدة برونستد-لوري مستقبل البروتون هو قاعدة لويس مانح الإلكترونات [فيينا نحفظ علاقتهم العكسية من المنح والاستقبال لكن تذكر شغلة مهمة أن حموض وقواعد لويس ليست كلها حموض وقواعد برونستد-لوري، لأن مفهوم لويس كان أشمل وأوسع]

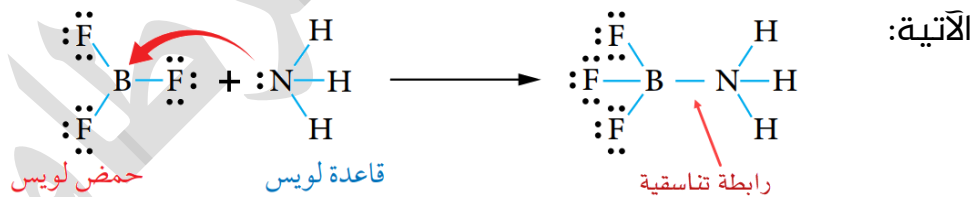
**فسر: نعتبر حموض وقواعد برونستد-لوري هي حموض وقواعد لويس وليس العكس** 

لأن مفهوم لويس كان أكثر شمولاً فقد أستخدم في تفسير تفاعلات حموض وقواعد برونستد-لوري، وأيضا تفاعلات أخرى لا ينطبق عليها مفهوم برونستد-لوري

**اذكر أمثلة على تفاعلات حموض وقواعد لويس لا تنطبق على مفهوم برونستد-لوري** 

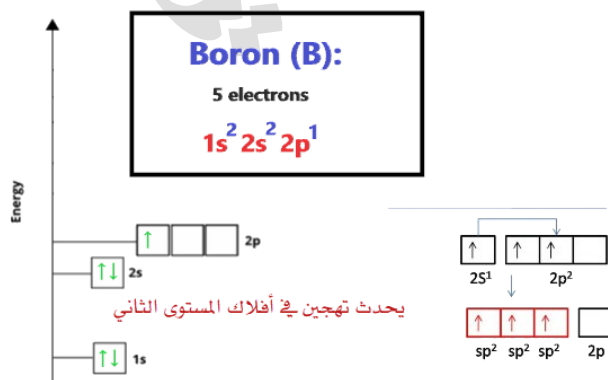
1) تفاعلات لا تعتمد على انتقال البروتون بين حمض وقاعدة، مثال: تفاعل الأمونيا مع ثلاثي فلوريد البورون

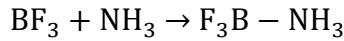
★ مثال الكتاب ص18: تفاعل الأمونيا  $NH_3$  مع ثلاثي فلوريد البورون  $BF_3$ ، فالنيتروجين في الأمونيا يمتلك زوج إلكترونات غير رابط يمكنه منحه، والبورون في ثلاثي فلوريد البورون يمتلك فلجاً فارغاً يمكنه من استقبال زوج من الإلكترونات، كما في المعادلة



تعزير: 

ننظر إلى الذرة المركزية (البورون) وكيفية استقرارها، البورون يستقر بست إلكترونات (البورون مستثنى من قاعدة الثمانية) وحتى تنشأ الروابط لا بد من إلكترون منفرد في الفلك، يتم تهجين الأفلاك يعني توزيع الإلكترونات بشكل منفرد لتكوين الروابط المطلوبة الثلاث، نوع التهجين  $sp^2$  أي ثلاث أفلاك واحد من s و اثنان من p ويبقى فلك فارغ في p يقبل استقبال إلكترونات وتكوين رابطة تناسقية

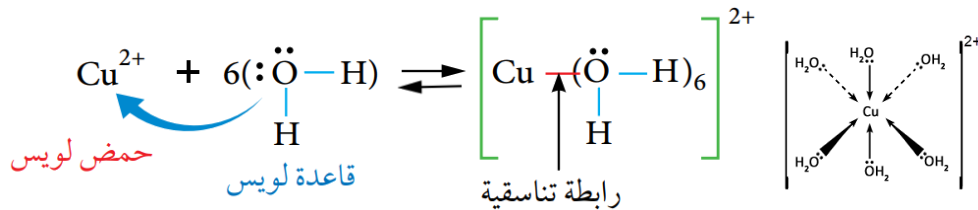




(2) تفاعلات أيونات الفلزات الانتقالية مع جزيئات الماء أو الأمونيا أو أيونات سالبة أخرى

مثل  $\text{CN}^-$ ، فتتكوّن أيونات معقدة Complex Ions

★ مثال الكتاب ص19: تفاعل أيون النحاس  $\text{Cu}^{2+}$  مع الماء  $\text{H}_2\text{O}$  لتكوين الأيون المعقد  $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$

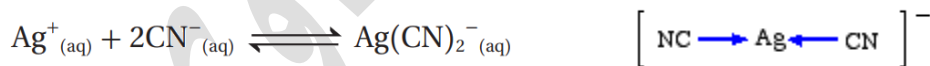


يمتلك أيون النحاس أفلاكًا فارغة فيستقبل زوج أو أكثر من الإلكترونات، فيعتبر حمض لويس، الماء يمتلك أزواجًا غير رابطة على الأكسجين ويمكنه منح أحدها للأيون الفلزي فيعتبر قاعدة لويس، تنشأ روابط تناسقية بين جزيئات الماء وأيون الفلز ليتكوّن الأيون المعقد

ضوء اللمبة: إن كنت تتذكر التوزيع الإلكتروني للعناصر الانتقالية في الصف العاشر، فإنها تبدأ من الدورة الثالثة في الجدول الدوري وعندها يوجد المستوى الفرعي 3d وبالتالي نقول عندها أفلاك فارغة كثيرة ممكن تعبئتها بالإلكترونات

★ مثال الكتاب ص19: تفاعل أيون الفضة  $\text{Ag}^+$  مع أيون السانيد  $\text{CN}^-$  لتكوين الأيون المعقد  $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$

يمتلك أيون الفضة أفلاكًا فارغة فيستقبل زوج أو أكثر من الإلكترونات، فيعتبر حمض لويس، بينما يمتلك أيون السيانيد أزواج إلكترونات غير رابطة ويمكنه منح أحدها للأيون الفلزي فيعتبر قاعدة لويس، تنشأ روابط تناسقية بينهما ليتكوّن الأيون المعقد



تعزير:

H	He																	He				
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne					
Na	Mg	الفلزات الانتقالية										Al	Si	P	S	Cl	Ar					
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Jut	Fl	Jup	Lv	Ts	Og					

- الروابط تناسقية بين أيون الفلز الانتقالي والمادة الأخرى
- أشهر القواعد في الأيون المعقد:  $\text{CN}^-$ ،  $\text{NH}_3$ ،  $\text{H}_2\text{O}$
- شحنة الأيون المعقد = شحنة حمض لويس (الفلز الانتقالي) + شحنة قاعدة لويس الكلية

$$\text{Complex Ion Charge} = \text{acid charge} + \text{base charge}$$

$$+2 = \text{acid charge} + 6 \times 0 \quad \text{مثال: } \text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$$

$$\text{acid charge} = +2$$



تعزيز مهم: احفظ وافهم حموض وقواعد لويس لتميزها في أسئلة الوزارة الذكية

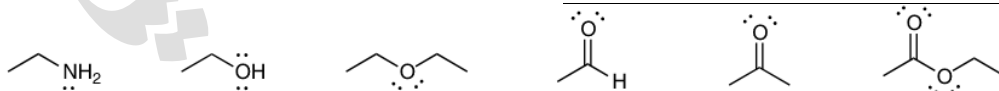
- 1- حموض لويس: فقيرة بالإلكترونات لأن أفلاك مستواها الأخير فارغة تقبل الاستقبال:
- أ- أي جزيئات حمض تمنح البروتون  $H^+$  هي حمض لويس
- ب- أيونات موجبة من الفلزات الانتقالية:  $Fe^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ag^+$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$  وغيرها كثير
- ج- مركبات فيها ذرة مركزية تستقر بقاعدة أقل من الثمانية مثل: البريليوم  $Be$  من المجموعة 2A وعناصر المجموعة 3A مثل: البورون B والألمنيوم Al، مثل:  $AlCl_3$ ,  $BH_3$ ,  $BeF_2$
- د- مركبات المجموعة 4A عدا الكربون، مثل: السيليكون Si، يستقر على قاعدة الثمانية بأربع روابط لكن يستقبل إلكترونات في أفلاكه الفارغة في المستوى الأخير، مثال:  $SiBr_4$
- هـ- مركبات فيها رابطة ثنائية بين الأكسجين وذرة مركزية أقل كهروسالبية، لأن المركزية شحنتها الجزئية موجبة فتستقبل الإلكترونات من الخارج، مثل:  $CO_2$ ,  $NO_2$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$
- و- أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$  وأيون الأمونيوم  $NH_4^+$  وأيون موجب فيه هيدروجين يمنحه كبروتون: لا يستقبل إلكترونات لأنه بالأصل ممتلئ الأفلاك، لكن نعتبره المصدر الفعلي لأيون الهيدروجين (البروتون) الذي هو حمض لويس، فنقول ينطبق عليه مفهوم لويس للحموض، ومثل ذلك كل حموض أرهينيوس وبرونستد-لوري

2- قواعد لويس: غنية بالإلكترونات:

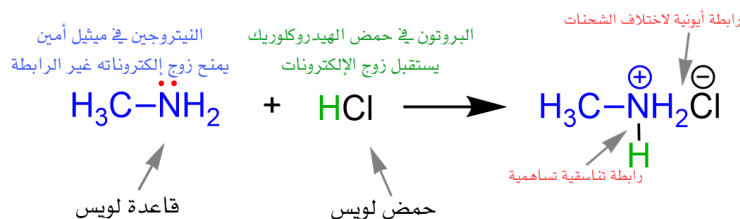
- أ- أيونات سالبة، مثل:  $H^-$ ,  $OH^-$ ,  $CN^-$ ,  $O^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$
- ب- جزيئات فيها ذرة مركزية من المجموعات 5A, 6A, 7A عليها أزواج إلكترونات غير رابطة، مثل: النيتروجين N، الأكسجين O، الكبريت S، الفسفور P، وغير ذلك [الأشهر  $NH_3$  والماء  $H_2O$ ]
- مثال توضيحي: الأمونيا  $NH_3$  فيها N عليه زوج إلكترونات غير رابط، الماء  $H_2O$  فيه O عليها أزواج إلكترونات غير رابط، أيضاً  $PCl_3$  الفسفور عليه أزواج غير رابطة ومثل ذلك  $ClF_3$  على الكلور أزواج غير رابطة

**ملاحظة:** إذا استقرت الذرة المركزية بكل إلكتروناتها [استقرار أكثر من الثمانية] فإنها لن تكون قاعدة لويس لعدم وجود أزواج إلكترونات غير رابطة، مثال:  $PCl_5$

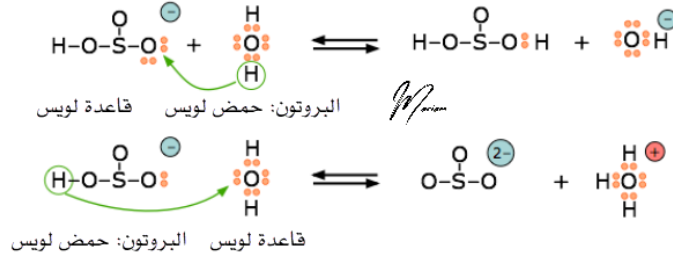
3- المركبات العضوية التي فيها أكسجين ونيتروجين عليها أزواج إلكترونات غير رابطة: فهي قواعد لويس



مثال: تفاعل ميثيل أمين مع حمض الهيدروكلوريك

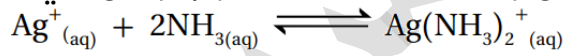


4- سننظر إلى المادة الأمفوتيرية وفق مفهوم لويس بنفس طريقة برونستد-لوري، مرة ستكون حمض لويس ومرة قاعدة لويس، فالماء  $H_2O$  حمض وقاعدة لويس مثال توضيحي: أيون الكبريتيت الهيدروجيني:  $HSO_3^-$  مادة أمفوتيرية فهي حمض وقاعدة لويس



أتحقق ص 19:

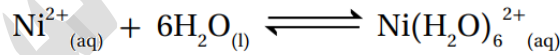
1) أحدد الحمض والقاعدة حسب مفهوم لويس في كل من التفاعلات الآتية:



قاعدة لويس حمض لويس  
أيون موجب



قاعدة لويس حمض لويس  
وجود فلك فارغ



قاعدة لويس حمض لويس  
أيون موجب

قاعدة لويس  $e^-$   
مقدر غني  
حمض لويس  $+$   
يحتاج دعم



مفهوم لويس

تعزيز: انظر التدريبات الخارجية

المحلولة لفهم سلوك  $B(OH)_3$

الربط مع الصناعة

ثلاثي فلوريد البورون  $BF_3$

يُحضَّرُ صناعيًا بعدة طرق، منها تسخين البورون مع معدن الفلوريت  $CaF_2$  بوجود حمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنويًا، وهو غاز سامٌ عديم اللون يُستخدم في تحفيز العديد من التفاعلات العضوية وتحفيز عمليات البلمرة للمركبات العضوية غير المشبعة.

الربط مع الحياة

استخدام القواعد في حياتنا اليومية. تُستخدم كثير من القواعد في حياتنا اليومية، مثل هيدروكسيد الصوديوم، الذي يُستخدم في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي، أما هيدروكسيد الكالسيوم، فيستخدم في صناعة الإسمنت، ومعالجة مياه الصرف الصحي، ومعالجة حموضة التربة الزراعية، كما يُضاف إلى العلف لتحسين تغذية المواشي.

## تدريبات خارجية وكيماشيك: مفهوم لويس

تدريب (1) كيماشيك: صنف الآتي إلى حمض لويس وقاعدة لويس:

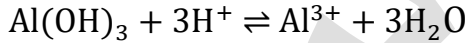
NH <sub>3</sub>	SiBr <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	CO <sub>2</sub>	OH <sup>-</sup>
قاعدة لويس	حمض لويس	قاعدة لويس	حمض لويس	قاعدة لويس

BH <sub>3</sub>	AlF <sub>3</sub>	HCl	SO <sub>3</sub>	SnCl <sub>5</sub> <sup>-</sup>
حمض لويس	حمض لويس	حمض لويس	حمض لويس	قاعدة لويس

تدريب (2) كيماشيك دليل معلم الكيمياء منهاج 2017:

حدّد سلوك الألمنيوم Al(OH)<sub>3</sub> في المعادلتين الآتيتين بوصفه حمضاً أو قاعدة بناء على مفهوم لويس

يتصرف كقاعدة لويس يمنح زوج إلكترونات من خلال أيون الهيدروكسيد ليتحد مع البروتون ويتكون الماء



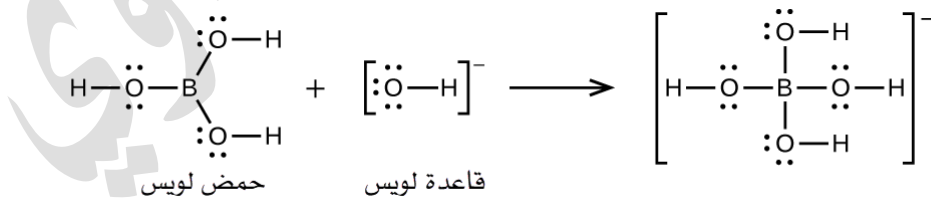
يتصرف كحمض فيه أفلاك فارغة تستقبل زوج إلكترونات من القاعدة OH<sup>-</sup> من خلال رابطة تناسقية فيتكون الأيون الفلزي



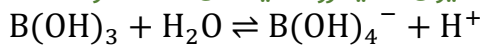
تدريب (3) كيماشيك: حمض البوريك مشهور بهذه الصيغة الكيميائية B(OH)<sub>3</sub> أو نكتبه

بهذه الصيغة H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> ما سلوك هذا الحمض من خلال مفهوم لويس

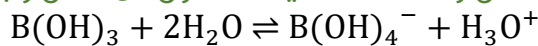
تعزير: حمض البوريك حمض ضعيف يتفاعل مع الماء بطريقة مختلفة عن باقي الحموض فهو لا يمنح البروتون وفق مفهوم برونستد-لوري، والسبب ذرة البورون التي تستقر بأقل من قاعدة الثمانية لن تتخلى عن ذرات الهيدروجين المرتبطة بالأكسجين



نستطيع أن نقول أن حمض البوريك يستقبل زوج إلكترونات أيون الهيدروكسيد في فلك البورون الفارغ وبالتالي نعتبره حمض لويس، بينما أيون الهيدروكسيد من الماء هو قاعدة لويس



أو نكتب المعادلة الكاملة بهذا الشكل ونلاحظ حمضية المحلول من خلال وجود أيونات الهيدروجين



نستنتج أن مفهوم لويس للحموض والقواعد أوسع وأشمل من مفهومي أرهينيوس، وبرونستد-لوري

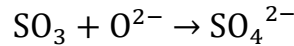
تدريب (4) كيماشيك (قدرات عليا):

حدّد حمض وقاعدة لويس وعملية انتقال أزواج الإلكترونات في تفاعل غاز  $SO_3$  مع المادة

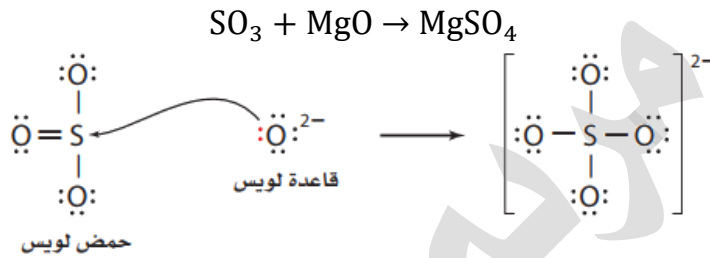
الصلبة  $MgO$

$SO_3$  ثالث أكسيد الكبريت فيه رابطة ثنائية مع أكسجين سنعتبره حمض لويس يستقبل زوج إلكترونات من قاعدة لويس

$MgO$  أكسيد المغنيسيوم مركب أيوني فيه أيون الأكسيد الذي يعتبر قاعدة لويس مانحة أزواج إلكترونات



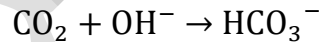
التفاعل الكامل



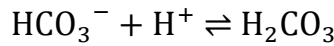
تدريب (5) كيماشيك (قدرات عليا):

حدّد حمض وقاعدة لويس خلال عملية ذوبان غاز ثاني أكسيد الكربون في ماء المطر  $CO_2$  ثاني أكسيد الكربون فيه رابطة ثنائية مع أكسجين سنعتبره حمض لويس يستقبل زوج إلكترونات من

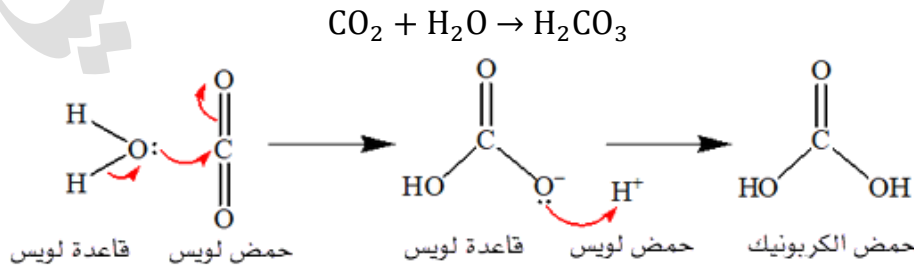
قاعدة لويس وهي أيون الهيدروكسيد من الماء فيتكون أيون البيكربونات  $HCO_3^-$



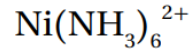
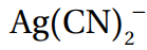
يتفاعل هذا الأيون كقاعدة لويس مع أيون الهيدروجين من الماء الذي هو حمض لويس فيتكون حمض الكربونيك



التفاعل الكامل



تدريب (6): أعدد الحمض والقاعدة اللذين يتكوّن منهما كل من الأيونين:



دائماً شحنة السيانيد = -1  
دائماً شحنة الفضة = +1

شحنة الأمونيا = صفر لأنه مركب متعادل  
شحنة أيون الفلز =  
+2 = acid charge + 6 × 0  
acid charge = +2

القاعدة:  $\text{CN}^-$

الحمض:  $\text{Ag}^+$

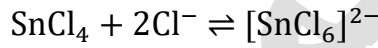
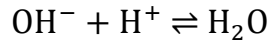
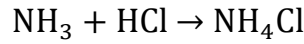
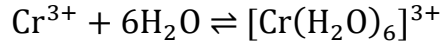
القاعدة:  $\text{NH}_3$

الحمض:  $\text{Ni}^{2+}$

مريم السرطاوي

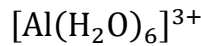
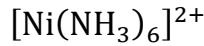
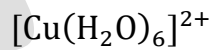
## ورقة عمل: مفهوم لويس

تدريب (1): حدد حمض لويس وقاعدة لويس في هذه التفاعلات:



مساعدة: القصدير Sn من مجموعة الكربون وسيكون نفس وضع السيليكون Si فيه أفلاك فارغة ولو استقر على قاعدة الثمانية

تدريب (2): بيّن حمض وقاعدة لويس في الأيونات المعقدة الآتية



## التجربة 1: مقارنة قوة الحموض

لاحظ أننا نقارن القوة بين حمضين لنفس التركيز



- 1- محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه 0.1 M
- 2- محلول حمض الإيثانويك CH<sub>3</sub>COOH تركيزه 0.1 M

الخطوات:

- 1- يُقاس 20 مل من كل محلول ويوضع في كأس مخصص،
- 2- يُقاس الرقم الهيدروجيني لكل محلول من خلال جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني pH أو ورق الكاشف العام
- 3- يوصل كل محلول بأقطاب الجرافيت مع مصدر كهربائي وجهاز الأميتر وتُسجل قراءة الأميتر
- 4- يُغمس شريط مغنيسيوم في كل محلول وتُلاحظ سرعة تصاعد غاز الهيدروجين

التحليل والاستنتاج:

### 1- أحدد الرقم الهيدروجيني لكل من المحلولين

اسم الحمض	باستخدام ورق الكاشف العام	باستخدام جهاز مقياس pH
محلول حمض HCl	2	1.64
محلول حمض CH <sub>3</sub> COOH	5	3.02

### 2- أحدد المحلول الأكثر قدرة على التوصيل الكهربائي

محلول حمض HCl

### 3- أقرن سرعة تصاعد غاز الهيدروجين في كل من المحلولين

يتصاعد الغاز بشكل أسرع وأقوى في محلول حمض HCl

### 4- أحدد الحمض الأقوى والحمض الأضعف

الأقوى هو HCl والأضعف هو CH<sub>3</sub>COOH

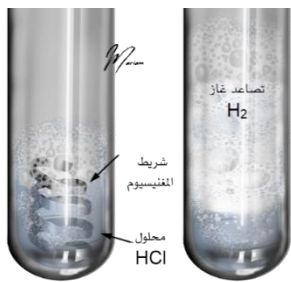
### 5- أستنتج العلاقة بين قوة الحمض وكل من الرقم الهيدروجيني

والتوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز

كلما قل الرقم الهيدروجيني كلما زادت قوة الحمض [علاقة

عكسية]، كلما زاد التوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز

زادت قوة الحمض [علاقة طردية]



## مراجعة الدرس الأول: الحموض والقواعد

- السؤال الأول: أحدد المفردات التي استخدمت في تعرّف الحمض والقاعدة
- 1- أيون الهيدروجين يدل على الحمض 2- أيون الهيدروكسيد يدل على القاعدة
  - 3- الأزواج المترافقة لكليهما
  - 4- أزواج الإلكترونات وانتقالها بينهما
- السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل مما يأتي: حمض أرهينيوس، حمض برونستد-لوري، قاعدة لويس، مادة أمفوتيرية
- مذكور في المحتوى وفي مسرد المصطلحات

السؤال الثالث: أكمل الجدول الآتي باستخدام الأسس التي اعتمد عليها مفهوم الحمض والقاعدة:

الأساس الذي يقوم عليه المفهوم		المفهوم
القاعدة	الحمض	
تنتج أيون OH <sup>-</sup> في الماء	ينتج أيون H <sup>+</sup> في الماء	أرهينيوس
تستقبل البروتون	يمنح البروتون	برونستد-لوري
تمنح زوج إلكترونات	يستقبل زوج إلكترونات	لويس

السؤال الرابع: أفسر:

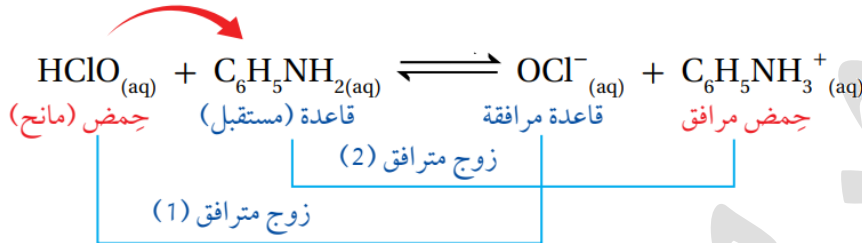
- 1- السلوك الحمضي لمحلول حمض HClO حسب مفهوم أرهينيوس  
حمض ضعيف يتأين جزئياً فينتج أيون الهيدروجين في الماء، والطرف السالب
- $$\text{HClO}_{(aq)} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+_{(aq)} + \text{ClO}^-_{(aq)}$$
- 2- السلوك القاعدي لمحلول C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub> حسب مفهوم برونستد-لوري  
من الأمينات: قاعدة ضعيفة تتأين جزئياً وتستقبل البروتون في التفاعل
- $$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$$
- 3- يعد الحمض HBr حمضاً قوياً بينما يُعد حمض HNO<sub>2</sub> حمضاً ضعيفاً  
لأن حمض HBr يتأين كلياً في الماء، بينما حمض HNO<sub>2</sub> يتأين جزئياً
- إجابة الوزارة في الحلول: لأن حمض HBr قاعدته المرافقة ضعيفة فلا تستقبل البروتون وبالتالي لا ينعكس التفاعل فيتأين كلياً، بينما الحمض HNO<sub>2</sub> قاعدته المرافقة قوية نسبياً فتستقبل البروتون وبالتالي ينعكس التفاعل والتأين يكون جزئياً فنقول عن الأول قوي والثاني ضعيف

السؤال الخامس: أصنف المحاليل الآتية إلى حموض وقواعد قوية أو ضعيفة:

الإجابة تعتمد على مدى حفظك للحموض والقواعد القوية فتميز وقتها الضعيف منها

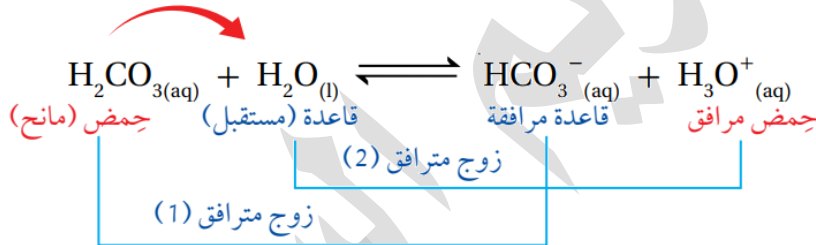
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HI	KOH	HF	NH <sub>3</sub>	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
حمض ضعيف	حمض قوي	قاعدة قوية	حمض ضعيف	قاعدة ضعيفة	قاعدة ضعيفة

السؤال السادس: أحدد الأزواج المترافقة في التفاعلين الآتيين:



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة: HClO/ OCl<sup>-</sup>

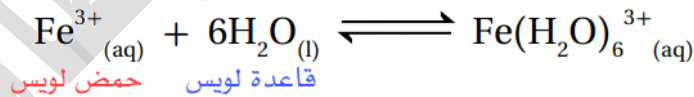
زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub>/ C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup>



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>/ HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>

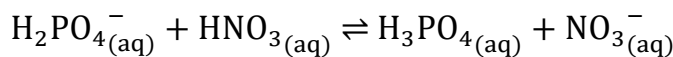
زوج مترافق (2) القاعدة وحمضها المرافق: H<sub>2</sub>O/ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

السؤال السابع: أحدد الحمض والقاعدة وفق مفهوم لويس في المعادلة الآتية:

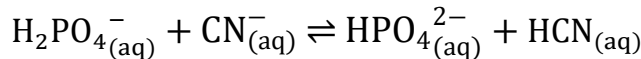


السؤال الثامن: أفسر السلوك الأمفوتيري للأيون H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> عند تفاعله مع كل من HNO<sub>3</sub> و

CN<sup>-</sup> موضحاً إجابتي بالمعادلات



يتفاعل كقاعدة مع HNO<sub>3</sub>




يتفاعل كحمض مع CN<sup>-</sup>

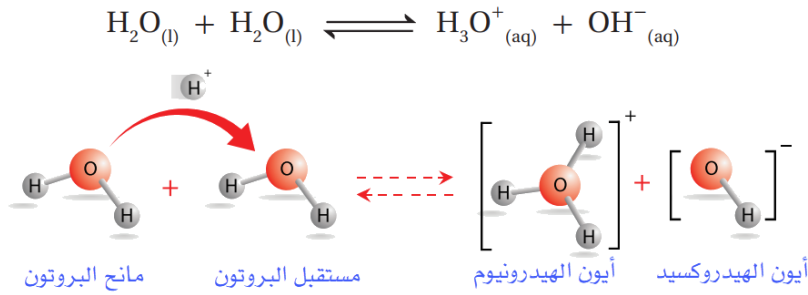
## الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

### تعريفات الدرس الثاني:

- **المحاليل المائية:** محاليل تحتوي على أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$  وأيونات الهيدروكسيد  $OH^-$
- **التأين الذاتي للماء:** بعض جزيئات الماء تسلك كحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه
- **ثابت تأين الماء  $K_w$ :** ثابت الاتزان لتأين الماء
- **الرقم الهيدروجيني pH:** اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$  في المحلول للأساس 10
- **الرقم الهيدروكسيلي pOH:** اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد  $OH^-$  في المحلول للأساس 10
- **الكواشف:** حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معين من الرقم الهيدروجيني
- **المعايرة:** الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز
- **نقطة التعادل:** نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة وتكون pH للمحلول تساوي 7
- **نقطة التكافؤ:** نقطة معينة يصبح عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد  $OH^-$  مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$  في المحلول
- **نقطة النهاية:** النقطة التي تُضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف وهي تُحدد انتهاء عملية المعايرة

### التأين الذاتي للماء **Autoionization of Water**

 **فسر:** رغم أن الماء النقي غير موصل للتيار الكهربائي إلا أن القياسات الدقيقة للموصلية الكهربائية تشير إلى أنه يمكن للماء النقي أن يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جداً لأنه يحتوي على نسبة ضئيلة من الأيونات الناتجة من تفاعل جزيئات الماء في ما بينها، فجزء الماء حسب مفهوم برونستد-لوري يسلك سلوك الحمض، يمنح البروتون ويتحول إلى أيون الهيدروكسيد  $OH^-$ ، والجزء الآخر يسلك سلوك القاعدة فيستقبل البروتون ويتحول إلى أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$ ، فيحتوي بذلك الماء على تراكيز متساوية من الأيونات



❓ ما المقصود بالتأين الذاتي للماء؟

بعض جزيئات الماء تسلك كحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه

❓ كيف نحسب تراكيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد؟

تراكيزها صغيرة جداً، نحسبها من خلال ثابت الاتزان للتفاعل

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]}$$

💡 ضو اللبنة:

- التركيز المستخدم في المحاليل وفي حسابات ثابت الاتزان هو التركيز المولاري أو نقول عنه المولارية، ونعبر عنه بأقواس مربعة، ونحسبه من خلال قانون:  $M = \frac{n}{V}$  عدد مولات المذاب/حجم المحلول باللتر
- ثابت الاتزان  $K_c$  هو تعبير يمثل نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعاً كل منها إلى قوة تساوي معاملاتها في المعادلة الموزونة للتفاعل المنعكس
- التفاعل المنعكس: تفاعل يحدث بالاتجاهين الأمامي والعكسي في الوقت نفسه، وهو يحدث في أغلب التفاعلات الكيميائية في الأوعية المغلقة فلا تضيع أي كمية من المواد المتفاعلة أو الناتجة ويستمر التفاعل على الجهتين حتى يحدث الاتزان الكيميائي
- الاتزان الديناميكي: حالة يصل فيها التفاعل المنعكس إلى تساوي في سرعة التفاعل بالاتجاهين الأمامي والعكسي، وليس بالضرورة تساوي التراكيز على الجهتين

📝 تعزيز:

تعلمنا سابقاً في تعبير ثابت الاتزان أننا لا نكتب السوائل النقية لأن تركيزها ثابت بخلاف المحاليل يتغير تركيزها حسب كمية المذاب  
لاحظ معادلة التأين الذاتي للماء، المتفاعلات ماء نقي تركيزه ثابت، الأيونات في النواتج بصيغة المحلول المائي (aq)

★ لأن تأين الماء قليل جداً، وتركيز الماء يبقى ثابتاً، ندمج تركيز الماء مع ثابت الاتزان ونعبر

عنه بثابت جديد هو ثابت تأين الماء  $K_w$

$$K_c[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

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

ما المقصود بثابت تأين الماء؟ وما قيمته؟ 

هو ثابت الاتزان لتأين الماء ويساوي قيمة ثابتة عند درجة حرارة ثابتة

قيمته عند درجة حرارة 25°C يساوي  $1 \times 10^{-14}$

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


تركيز أيونات الهيدرونيوم مساو لتركيز أيونات الهيدروكسيد في الماء النقي

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$$

★ أهمية الاتزان السابق لا يختص بالماء النقي فقط، بل في جميع المحاليل المائية الأخرى،

فأيون الهيدروكسيد يرتبط بالقاعدة وأيون الهيدرونيوم يرتبط بالحمض، وتبعاً لتركيز

هذه الأيونات نستطيع تصنيف المحاليل إلى: حمضية، أو قاعدية، أو متعادلة

تعزيز: وكأن الماء هو الأساس الذي نقارن من خلاله باقي المحاليل المائية، وهذا الأمر طبيعي فالماء هو 

المذيب لها وفي حالة التعادل له تراكيز ثابتة من الأيونات عند درجة حرارة ثابتة

★ تصنيف المحاليل تبعاً لتركيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد


الجدول (4): تصنيف المحاليل تبعاً لتركيز أيونات  $H_3O^+$  و  $OH^-$ .

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
المتعادل	$1 \times 10^{-7}$	$1 \times 10^{-7}$
الحمضي	أكبر من $1 \times 10^{-7}$	أقل من $1 \times 10^{-7}$
القاعدي	أقل من $1 \times 10^{-7}$	أكبر من $1 \times 10^{-7}$

★ حسابات المحاليل المائية التي نستخدم فيها ثابت تأين الماء  $K_w$ :

• نحسب  $[H_3O^+]$  المجهول إذا كان  $[OH^-]$  معروفاً

• نحسب  $[OH^-]$  المجهول إذا كان  $[H_3O^+]$  معروفاً

مثال (1) ص 24: أحسب تركيز  $H_3O^+$  في محلول يحتوي على أيونات  $OH^-$  تركيزها 

$$1 \times 10^{-3} M$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} M$$

لاحظ أن المحلول قاعدي بسبب تركيز أيون الهيدروكسيد الأعلى من  $1 \times 10^{-7}$

مثال (2) ص 24: أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  في محلول يحتوي على أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  تركيزها  $1 \times 10^{-9}\text{M}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-9}\text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}\text{M}$$

لاحظ أن المحلول قاعدي بسبب تركيز أيون الهيدروكسيد أعلى من  $1 \times 10^{-7}$

تعزيز رياضي: اكتب الأعداد بالصيغة العلمية حتى تختصر الحل بشكل أسرع

أتحقق ص 24: يبين الجدول الآتي تراكيز  $\text{OH}^-$  و  $\text{H}_3\text{O}^+$  لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في

الجدول بما يناسبها:

المحلول	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1 \times 10^{-2}\text{M}$	$1 \times 10^{-12}\text{M}$	حمضي
المحلول الثاني	$1 \times 10^{-7}\text{M}$	$1 \times 10^{-7}\text{M}$	متعادل
المحلول الثالث	$1 \times 10^{-10}\text{M}$	$1 \times 10^{-4}\text{M}$	قاعدي

ثبتت معلوماتك:

سنتعلم في هذا الدرس حساب تراكيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد للمحاليل المائية وسنركز على الحموض القوية أحادية البروتون، والقواعد القوية أحادية الهيدروكسيد

وزارة 2019 صيفية: ما المفهوم الدال على: سلوك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها

[2 علامة]

كقاعدة في الماء النقي؟

الإجابة: التأين الذاتي للماء

## تدريبات خارجية وكيماشيك: حسابات باستخدام التآين الذاتي للماء

تدريب (1) كيماشيك إذا علمت أن ثابت تأين الماء  $K_w$  عند درجة حرارة  $60^\circ\text{C}$  يساوي

$$1 \times 10^{-13} \text{ فاحسب } [\text{OH}^-] \text{ و } [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ في المحلول المتعادل}$$

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-13}$$

في المحلول المتعادل تتساوى التراكيز

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1 \times 10^{-13}} = 3 \times 10^{-7}$$

تدريب (2): احسب  $[\text{OH}^-]$  و  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  في المحاليل الآتية عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  وحدد إذا

كانت المحاليل حمضية أم قاعدية أم متعادلة:

$$1 \times 10^{-5} \text{ M } \text{OH}^- \text{ -1}$$

$$1 \times 10^{-7} \text{ M } \text{OH}^- \text{ -2}$$

$$10 \text{ M } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ -3}$$

نتذكر أن ثابت تأين الماء عند هذه الدرجة هو

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$$

المحلول قاعدي

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-7}} = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

المحلول متعادل

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{10} = 1 \times 10^{-15} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

المحلول حمضي

## ورقة عمل: حسابات باستخدام التآين الذاتي للماء

تدريب (1): أكمل الفراغات و صنف المحاليل إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة عند درجة حرارة 25°C:

المحلول	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	سلوك المحلول
1	1 × 10 <sup>-3</sup>		
2		1 × 10 <sup>-3</sup>	
3	1 × 10 <sup>-7</sup>		

تدريب (2): احسب [OH<sup>-</sup>] و [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] في المحاليل الآتية عند درجة حرارة 25°C:

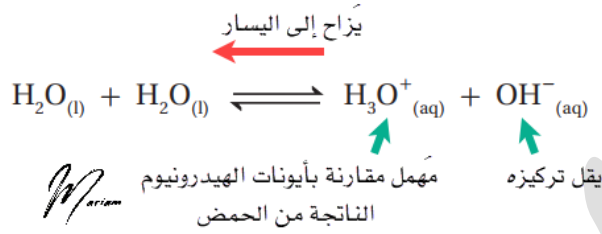
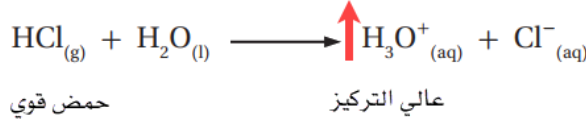
1- OH<sup>-</sup> 5 × 10<sup>-9</sup> M

2- H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> 4 × 10<sup>-8</sup> M

تدريب (3): باحث كيميائي أضاف كمية محددة من غاز HCl إلى ماء نقي عند درجة حرارة 25°C فحصل على محلول بتركيز [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 3 × 10<sup>-4</sup> احسب [OH<sup>-</sup>] في المحلول

## حسابات تراكيز الأيونات في محاليل الحموض القوية

★ تعلمنا أن الحموض القوية تتأين كلياً في الماء منتجة أيون الهيدرونيوم وأيونها السالب  
★ مثال الكتاب ص25: عند إذابة 0.1 mol من HCl في 1 لتر ماء يزيد تركيز أيونات  $H_3O^+$



تأثير زيادة التركيز على موضع الاتزان "مبدأ لوتشاتيليه"

### ★ شرح المثال:

- أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة ويبقى ثابت تأين الماء  $K_w$  ثابتاً
- يزيد تركيز أيونات الهيدرونيوم من تأين الحمض القوي وبالتالي يقل تركيز أيونات الهيدروكسيد وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه "يُزاح الاتزان نحو اليسار بسبب زيادة تركيز أحد النواتج"
- نهمل تركيز أيونات الهيدرونيوم الناتجة من تأين الماء لأنه صغير جداً مقارنة بتركيز أيونات الهيدرونيوم الناتجة من تأين الحمض القوي
- نعتبر الحمض القوي هو المصدر الرئيس لأيونات الهيدرونيوم وتركيزها مساو لتركيز الحمض؛ لأنه تأين كلياً فلن يبقى من جزيئات HCl أي شيء، نحسب تركيزها من خلال قانون المولارية  
 $[H_3O^+] = [Acid] = [HCl] = 1 \times 10^{-1} M$
- نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد باستخدام ثابت تأين الماء  
 $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$   
 $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13} M$
- الاستنتاج: إضافة حمض قوي إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول حمضي يكون فيه تركيز  $[H_3O^+]$  أكبر من تركيز  $[OH^-]$

💡 ضوء اللمبة: العوامل المؤثرة على موضع الاتزان هي: التركيز، درجة الحرارة، الضغط في حالة الغازات، بينما قيمة ثابت الاتزان لا تتأثر إلا إذا تغيرت درجة الحرارة  
💡 إذا زاد تركيز مادة في جهة ما فإن موضع الاتزان يُزاح بعيداً عنها

**تريكات نتعلم نحل بسرعة** وحتفهمها أكثر مع الشغل العملي للحسابات:

- 1- إذا أعطانا تركيز الحمض، نتأكد هو قوي ولا أ، إذا قوي رح نعتبر تركيزه = تركيز أيونات الهيدرونيوم عطلول ونطبق معادلة  $K_w$  حتى يطالع معنا أيون الهيدروكسيد، وأكد المحلول حمضي بدون تفكير
- 2- إذا أعطانا مولات الحمض والحجم، فلانم نحسب التركيز المولاري بعدين نكمل، وانتبه للحجم فهو بالتر
- 3- إذا أعطانا كتلة الحمض فلانم نحولها لمولات باستخدام الكتلة المولية بعدين نكمل القصة مثل اللي قبل
- 4- كل ما استخدمت الصيغة العلمية كل ما ارتحت بالاختصارات بين البسط والمقام واشتغلت بسرعة
- 5- الصيغة العلمية: بتحرك الفاصلة العشرية يمين أو يسار حتى يضل عندك عدد واحد صحيح والباقي بعد الفاصلة، إذا كبرت العدد العشري فلانم تصغر الأس العشري، وإذا صغرت العدد العشري لازم تكبر الأس العشري
- 6- تريك الحل السريع لتحويل الهيدرونيوم إلى هيدروكسيد والعكس: بناخذ مقلوب العدد لتركيز  $H_3O^+$  قبل الأس العشري وبنكمل الأس العشري لـ 14-

**مثال (3) ص 26:** أحسب تركيز  $H_3O^+$  وتركيز  $OH^-$  في محلول حمض الهيدروبروميك تركيزه  $1 \times 10^{-3} M$

**حمض الهيدروبروميك حمض قوي يتأين كلياً في الماء، نطبق تريكات الحل، نحل مباشرة على  $K_w$  أو نعمل تريك الحل السريع**



$$[HBr] = 1 \times 10^{-3} M$$

$$[HBr] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} M$$

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} M$$

**تريك الحل السريع:**  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} M$  نقلب الـ 1 ونكمل الأس 3- إلى 14-

**مقلوب الـ 1 = 1 وتكملة الأس العشري = 11-**

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-11} M$$

**مثال (4) ص 26:** أحسب تركيز  $H_3O^+$  وتركيز  $OH^-$  في محلول جرى تحضيره بإذابة 0.02 mol

من حمض البيركلوريك  $HClO_4$  في 400 mL من الماء

حمض البيركلوريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء، نطبق تريكات الحل، نحسب التركيز

بعد أن نحول الحجم إلى لتر بالقسمة على 1000، ونجعل الأعداد بالصيغة العلمية، ثم

مباشرة على  $K_w$



$$n = 0.02 = 2 \times 10^{-2}$$

$$V = \frac{400}{1000} = 0.4 = 4 \times 10^{-1}$$

$$M = \frac{2 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-1} = 5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{HClO}_4] = 5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-12} \text{M} = 2 \times 10^{-13} \text{M}$$

تركيز الحل السريع:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-2} \text{M}$  نقلب الـ 5 ونكمل الأس -2 إلى -14

مقلوب الـ 5 = 0.2 وتكملة الأس العشري = -12

$$[\text{OH}^-] = 0.2 \times 10^{-12} \text{M} = 2 \times 10^{-13} \text{M}$$

أتحقق ص 26: أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$  في محلول حمض النيتريك تركيزه 0.04M



حمض النيتريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء، نطبق تريكات الحل، نحل مباشرة على

$K_w$  أو نعمل تركيز الحل السريع

$$[\text{HNO}_3] = 0.04 = 4 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = 0.25 \times 10^{-12} = 2.5 \times 10^{-13} \text{M}$$

تركيز الحل السريع:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-2} \text{M}$  نقلب الـ 4 ونكمل الأس -2 إلى -14

مقلوب الـ 4 = 0.25 وتكملة الأس العشري = -12

$$[\text{OH}^-] = 0.25 \times 10^{-12} = 2.5 \times 10^{-13} \text{M}$$

الجدول (5): أشهر الحموض القوية.

صيغته الكيميائية	اسم الحمض
$\text{HClO}_4$	البيركلوريك
$\text{HI}$	الهيدرويويديك
$\text{HBr}$	الهيدروبروميك
$\text{HCl}$	الهيدروكلوريك
$\text{HNO}_3$	النيتريك

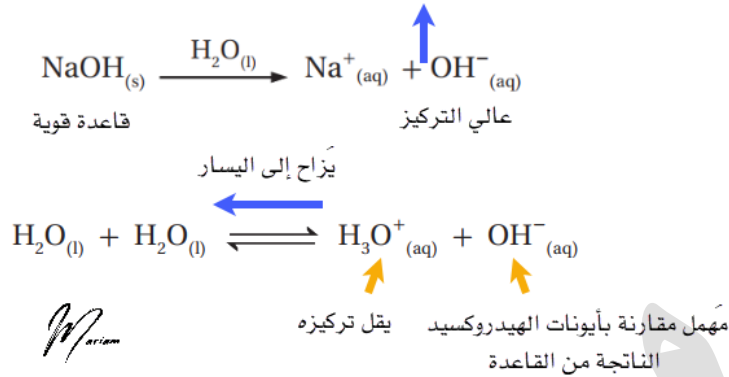
## الرّبط مع الحياة

يُعدُّ حمض الهيدروكلوريك (HCl) في المعدة من أهم الإفرازات المعدية التي تساهم في هضم البروتينات وتنشيط إنزيمات الهضم وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المعدة، وقد تجلت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المعدة من تأثير هذا الحمض ومنع تأكله، وذلك عن طريق الإفراز المستمر للغشاء المخاطي المُبطّن لجدار المعدة، كما في الشكل، الذي يمنع الحمض من الوصول إلى النسيج الطلائي المُكوّن له، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدد بشكل مستمر.



## حسابات تراكيز الأيونات في محاليل القواعد القوية

- ★ تعلمنا أن القواعد القوية تتأين كلياً في الماء منتجة أيون الهيدروكسيد وأيونها الموجب  
★ مثال الكتاب ص27: عند إذابة 0.1 mol من NaOH في 1 لتر ماء يزيد تركيز أيونات OH<sup>-</sup>



تأثير زيادة التركيز على موضع الاتزان "مبدأ لوتشاتيليه"

### شرح المثال:

- أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة ويبقى ثابت تأين الماء  $K_w$  ثابتاً
- يزيد تركيز أيونات الهيدروكسيد من تأين القاعدة القوية وبالتالي يقل تركيز أيونات الهيدرونيوم وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه "يُزاح الاتزان نحو اليسار بسبب زيادة تركيز أحد النواتج"
- نهمل تركيز أيونات الهيدروكسيد الناتجة من تأين الماء لأنه صغير جداً مقارنة بتركيز أيونات الهيدروكسيد الناتجة من تأين القاعدة القوية
- نعتبر القاعدة القوية هي المصدر الرئيس لأيونات الهيدروكسيد وتركيزها مساو لتركيز القاعدة؛ لأنها تأينت كلياً فلن يبقى من المركب NaOH أي شيء

$$[\text{OH}^-] = [\text{Base}] = [\text{NaOH}] = 1 \times 10^{-1} \text{M}$$

- نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم باستخدام ثابت تأين الماء

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

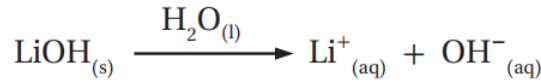
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13} \text{M}$$

- الاستنتاج: إضافة قاعدة قوية إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول قاعدي يكون فيه تركيز  $[\text{OH}^-]$  أكبر من تركيز  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

نستخدم نفس تراكبات الحل السريع في حسابات الحمض القوي 💡

مثال (5) ص 28: أحسب تركيز  $H_3O^+$  وتركيز  $OH^-$  في محلول هيدروكسيد الليثيوم تركيزه  $0.5 \times 10^{-3} M$

هيدروكسيد الليثيوم قاعدة قوية تتفكك كلياً في الماء، نطبق تريكات الحل، نحل مباشرة على  $K_w$  أو نعمل تريك الحل السريع



$$[LiOH] = 0.5 \times 10^{-3} M$$

$$[LiOH] = [OH^-] = 0.5 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-4} M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-4}} = 0.2 \times 10^{-10} = 2 \times 10^{-11} M$$

تريك الحل السريع:  $[OH^-] = 5 \times 10^{-4} M$  نقلب الـ 5 ونكمل الأس -4 إلى -14  
مقلوب الـ 5 = 0.2 وتكملة الأس العشري = -10

$$[H_3O^+] = 0.2 \times 10^{-10} = 2 \times 10^{-11} M$$

أتحقق ص 28: أحسب تركيز  $H_3O^+$  وتركيز  $OH^-$  في المحاليل الآتية:

1- محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي تركيزه 0.5 M هيدروكسيد البوتاسيوم قاعدة قوية تتفكك كلياً



$$[KOH] = 0.5 M$$

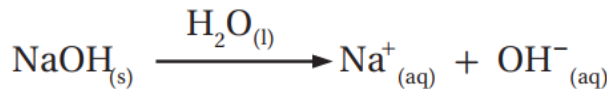
$$[KOH] = [OH^-] = 0.5 = 5 \times 10^{-1} M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-1}} = 0.2 \times 10^{-13} = 2 \times 10^{-14} M$$

2- محلول جرى تحضيره بإذابة 8 g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 200 mL من الماء. علماً أن  $Mr_{(NaOH)} = 40 g/mol$

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تتفكك كلياً



$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{8}{40} = \frac{2}{10} = 0.2 = 2 \times 10^{-1} \text{ moles}$$

$$V = \frac{200}{1000} = 0.2 = 2 \times 10^{-1}$$

$$M = \frac{2 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1}} = 1M$$

$$[NaOH] = 1M$$

$$[NaOH] = [OH^-] = 1 M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1} = 1 \times 10^{-14}M$$

الجدول (6): أشهر القواعد القوية.

الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم



## الرابط مع الصناعة الشحمة Grease

تُستخدم القواعد، مثل هيدروكسيد كل من الصوديوم والليثيوم والألمنيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسمى بالشحوم الصابونية (الشحمة)، التي تُستخدم في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل من الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعد إلى الدهون النباتية أو الحيوانية لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشحوم أو ما يُسمى بالصابون الشحمي، مثل: الصابون الليثيومى Lithium Grease، والصابون الصوديومى Sodium Grease.

## تدريبات خارجية وكيماشيك: حسابات تراكيز الأيونات في المحاليل القوية

✍ تدريب (1) كيماشيك: احسب  $[OH^-]$  في المحاليل الآتية ووضح الفرق بينها

1- محلول قاعدة KOH بتركيز  $1 \times 10^{-3} M$



$$[KOH] = [OH^-] = 1 \times 10^{-3} M$$

2- محلول قاعدة  $Ba(OH)_2$  بتركيز  $1 \times 10^{-3} M$



$$[OH^-] = 2[Ba(OH)_2] = 2 \times 10^{-3}$$

ثنائي الهيدروكسيد غير مطلوب في الحسابات وهي مجرد فكرة خارجية، انظر إلى عدد المولات في المعادلة الموزونة وعلى أساسها تحسب التركيز

✍ تدريب (2) كيماشيك: احسب تركيز  $[H_3O^+]$  لمحلول مكون من 15 mL من حمض HCl

تركيزه 0.1 M ومن 25 mL من حمض  $HNO_3$  تركيزه 0.18 M

$$[H_3O^+]_1 = [HCl] = 0.1 M$$

$$n_1 = 0.1 \times 0.015 = 0.0015 \text{ mol}$$

$$[H_3O^+]_2 = [HNO_3] = 0.18 M$$

$$n_2 = 0.18 \times 0.025 = 0.0045 \text{ mol}$$

$$n_{total} = 0.0015 + 0.0045 = 0.006 \text{ mol}$$

$$[H_3O^+]_{total} = \frac{n_{total}}{V_{total}} = \frac{0.006}{0.04} = 0.15 M$$

✍ تدريب (3) كيماشيك: رتب الحموض الآتية حسب ازدياد حموضتها:

HCl تركيزه 0.15 M /  $HNO_3$  تركيزه 0.12 M / HBr تركيزه 0.10 M /  $HClO_4$  تركيزه 0.2 M /

جميعها تتأين بشكل كلي، الأعلى في تركيز أيونات الهيدرونيوم هو الأكثر حمضية



## ورقة عمل: حسابات تراكيز الأيونات في محاليل الحموض والقواعد القوية

تدريب (1): احسب  $[OH^-]$  و  $[H_3O^+]$  في المحاليل الآتية عند درجة حرارة  $25^\circ C$ :

-1 محلول القاعدة KOH بتركيز  $5 \times 10^{-1} M$

-2 محلول القاعدة NaOH بتركيز  $0.01 M$

-3 محلول حمض HBr بتركيز  $5 \times 10^{-4} M$

-4 محلول حمض  $HNO_3$  بتركيز  $0.1 M$

تدريب (2): إذا كان تركيز  $[H_3O^+]$  في كوب قهوة  $1 \times 10^{-5} M$  عند درجة حرارة  $25^\circ C$  فما

تركيز  $[OH^-]$  في الكوب؟ وهل القهوة حمضية أم قاعدية؟

[تنويه: مادة القهوة ليست من المحاليل القوية]

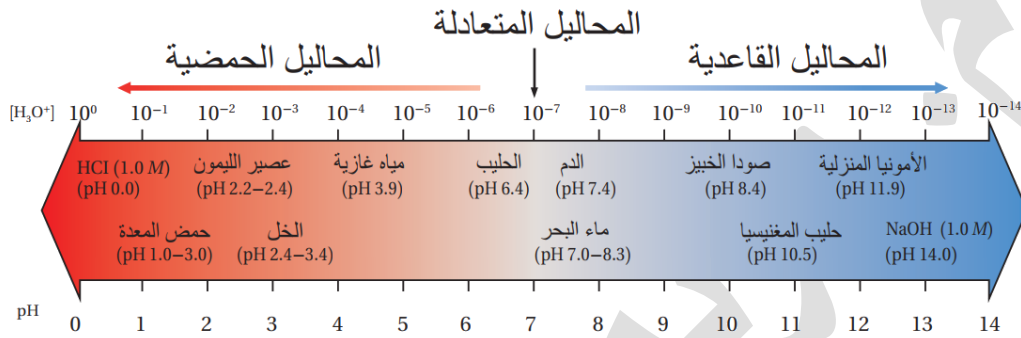


I LOVE YOU  
A LATTE

## الرقم الهيدروجيني Hydrogen Power pH

★ الأيونات ذات تراكيز صغيرة جداً ولصعوبة التعبير عن حموضة أو قاعدية المحلول من خلال تركيز تلك الأيونات، استخدم الكيميائيون طرق أسهل مثل الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي

★ يُستخدم الرقم الهيدروجيني للتعبير عن حموضة المحلول، ويعدّ مقياساً مدرّجاً من صفر إلى 14، الرقم الهيدروجيني = درجة الحموضة



الشكل (5): العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل ورقمها الهيدروجيني.

- مهم حفظ المحاليل في الصورة مع مداها في مقياس الرقم الهيدروجيني
- المحلول الحمضي الذي  $[H_3O^+]$  فيه أكبر من  $10^{-7}$  يكون الرقم الهيدروجيني أقل من 7
- المحلول المتعادل الذي  $[H_3O^+]$  فيه يساوي  $10^{-7}$  يكون الرقم الهيدروجيني يساوي 7
- المحلول القاعدي الذي  $[H_3O^+]$  فيه أقل من  $10^{-7}$  يكون الرقم الهيدروجيني أكبر من 7

أتحقق ص 29:

1- أحدد بالاعتماد على الشكل (5) الرقم الهيدروجيني للمحاليل الآتية:

(أ) محلول تركيز  $H_3O^+$  فيه يساوي  $10^{-3}M$   
**pH = 3**

(ب) محلول تركيز  $H_3O^+$  فيه يساوي  $10^{-12}M$   
**pH = 12**

2- أستنتج أي المحلولين السابقين حمضي وأيها قاعدي الأول حمضي والثاني قاعدي

أفكر ص 30: أستنتج تركيز المحلول إذا كان رقمه الهيدروجيني

يساوي صفراً (pH=0)

سيكون محلولاً حمضياً تركيز  $H_3O^+$  فيه يساوي 1M

مقياس الرقم  
الهيدروجيني



القواعد تصعد لـ 14

الحموض تنزل لـ 0

7 يعني متعادل

W

# الحموض والقواعد

الوحدة  
الأولى

شرح + إجابات النهائية + وزارة + كيماشيك

مدرسة الكيمياء / فيسبوك

والسبب لتلك العلاقة العكسية بين التركيز والرقم الهيدروجيني هو العلاقة الرياضية المستخدمة لحساب الرقم الهيدروجيني من خلال تراكيز أيونات الهيدرونيوم

ما المقصود بالرقم الهيدروجيني؟

هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$  في المحلول للأساس 10 وعلاقته الرياضية:

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

تعريف: اللوغاريتم في الرياضيات هو العلاقة العكسية للقوة الأسية، فإذا كانت  $10^9 = 1000000000$

$$\log_{10} 1000000000 = 9 \quad \text{فإن اللوغاريتم سيكون للنتائج المضاعف والجواب} = 9$$

نستخدم في الحموض والقواعد اللوغاريتمات الاعتيادية ذات الأساس 10

تعريف مهم حتى نحل اللوغاريتمات ذات الأساس 10 لازم نتذكر قوانينها:

قانون الضرب داخل اللوغاريتم

نوزعه عن طريق الجمع

$$\log(a \times b) = \log a + \log b$$
$$\log(3 \times 4) = \log 3 + \log 4$$

قانون القسمة داخل اللوغاريتم

نوزعه عن طريق الطرح

$$\log\left(\frac{a}{b}\right) = \log a - \log b$$
$$\log\left(\frac{1}{10}\right) = \log 1 - \log 10$$

قانون القوة داخل اللوغاريتم

نطلع القوة أمام اللوغاريتم

$$\log(a)^b = b \times \log a$$
$$\log(10)^4 = 4 \times \log 10$$

علاقات مهمة لا ننساها

$$\log 10 = 1$$
$$\log 1 = 0$$

معكوس اللوغاريتم هو العلاقة الأسية

$$a^x = y \Leftrightarrow \log_a y = x$$

$$2^5 = 32$$

$$\log_2 32 = 5$$

لحسابات الـ pH سيعطينا غالباً معطيات لوغاريتمات تفيدنا في حل السؤال، وممكن ما نحتاج يلزمنا التركيز إما يكون مُعطى أو نحسبه من خلال المعطيات سواء كانت عدد مولات أو كتلة



مثال (6) ص 30: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض النيتريك HNO<sub>3</sub> تركيزه

$$0.25 \text{ M} \text{ علمًا أن } \log 2.5 = 0.4$$

حمض النيتريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[\text{HNO}_3] = 0.25 = 2.5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2.5 \times 10^{-1}) = -\log 2.5 + -\log 10^{-1} \\ &= -\log 2.5 + 1 \log 10 = 1 - \log 2.5 \end{aligned}$$

يعني حتى نحل بسرعة وبدون هذا التفصيل: نزل القوة الأسية ونحولها موجبة ثم نطرح منها

اللوغاريتم اللي جاء قبله، وتذكر أن لوغاريتم الـ 1=10

$$\text{pH} = 1 - \log 2.5 = 1 - 0.4 = 0.6$$

مثال (7) ص 30: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض البيركلوريك HClO<sub>4</sub> تركيزه

$$0.04 \text{ M} \text{ علمًا أن } \log 4 = 0.6$$

حمض البيركلوريك حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[\text{HClO}_4] = 0.04 = 4 \times 10^{-2} \text{ M}$$

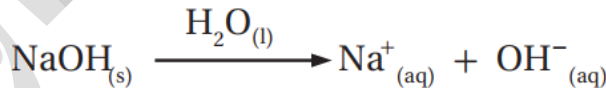
$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4 \times 10^{-2}) = 2 - \log 4 = 2 - 0.6 = 1.4$$

مثال (10) ص 31: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم

$$\text{NaOH} \text{ تركيزه } 0.02 \text{ M} \text{ علمًا أن } \log 5 = 0.7$$

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تتفكك كلياً في الماء



$$[\text{NaOH}] = 0.02 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.02 = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 0.5 \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5 \times 10^{-13}) = 13 - \log 5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

يُكتب أحياناً على عبوات الأغذية والعصير الرقم الهيدروجيني للمادة التي تحتويها، يمكن

من خلال pH حساب تركيز أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> من خلال العلاقة العكسية للوغاريتم وهي

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad \text{العلاقة الأسية}$$

# المحوض والقواعد

الوحدة  
الأولى

شرح + إجابات المناهج + وزارة + كيمياء

مدرسة الكيمياء، فيسبوك

مثال (8) ص 31: أحسب  $[H_3O^+]$  لعبوة من الخل مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي 4

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
$$[H_3O^+] = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} M$$

مثال (9) ص 31: أحسب  $[H_3O^+]$  لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أن الرقم

الهيدروجيني pH يساوي 2.2 علماً أن  $\log 6.3 = 0.8$   
قبل نبدأ بالحل وطالما حنستخدم العلاقة العكسية للوغاريتم وهي الأسية، خلينا نحول المعطيات  
تاعت اللوغاريتم إلى علاقة أسية  $\log 6.3 = 0.8 \Rightarrow 6.3 = 10^{0.8}$

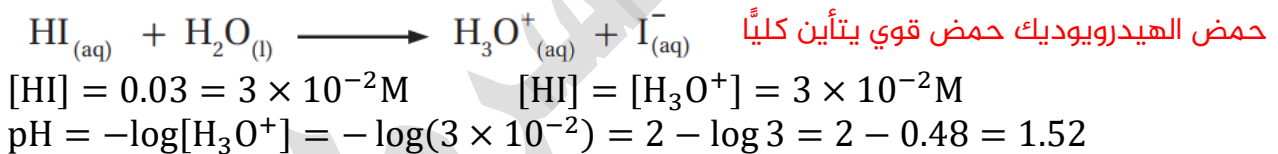
$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
$$[H_3O^+] = 10^{-2.2}$$

ما بيصير نعتمد الجواب والأس غير صحيح، حتى نحوله لصحيح بنجمع وبنطرح عدد أكبر منه وبنحاول  
بتريك بسيطة نرجع الأسس من حالة الجمع إلى الضرب بأساس 10 المشترك بينهم، والأساس اللي بيضل  
أسه غير صحيح لازم يكون له معطى بالسؤال حتى نعوض مكانه

$$[H_3O^+] = 10^{(-2.2+3)-3} = 10^{0.8-3} = 10^{0.8} \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-3} M$$

أتحقق ص 32:

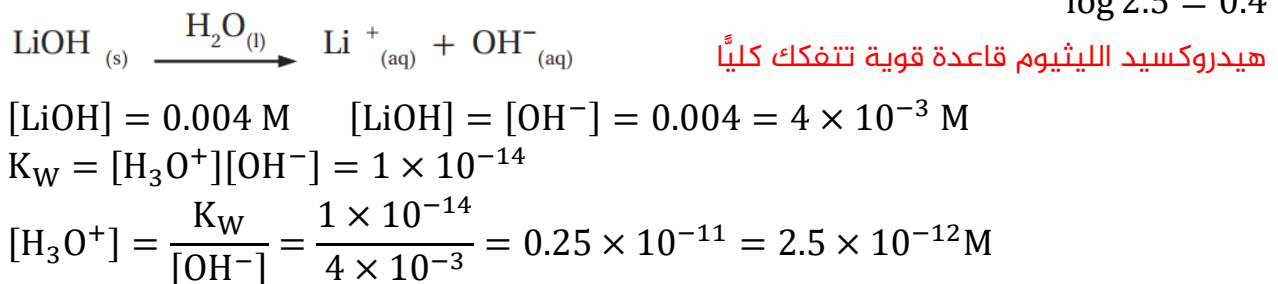
1- أحسب pH لمحلول حمض الهيدروبيودييك HI تركيزه 0.03 M علماً أن  $\log 3 = 0.48$



2- أحسب  $[H_3O^+]$  لعينة من عصير البندورة رقمها الهيدروجيني يساوي 4.3 علماً أن  $\log 5 = 0.7$

$$\log 5 = 0.7 \Rightarrow 5 = 10^{0.7}$$
$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad [H_3O^+] = 10^{-4.3}$$
$$[H_3O^+] = 10^{(-4.3+5)-5} = 10^{0.7-5} = 10^{0.7} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5} M$$

3- أحسب pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M علماً أن  $\log 2.5 = 0.4$



$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2.5 \times 10^{-12}) = 12 - \log 2.5 = 12 - 0.4 = 11.6$$

## الرقم الهيدروكسييلي $pOH$ Hydroxyl Power

★ نفس التطبيقات التي تعلمناها في الرقم الهيدروجيني سنطبقها في الرقم الهيدروكسييلي مع فرق أن الأول يختص بتركيز الهيدرونيوم، والثاني بتركيز الهيدروكسيد ★ يُستخدم الرقم الهيدروكسييلي للتعبير عن قاعدية المحلول، ويعدّ مقياساً مدرجاً من صفر إلى 14 لكن بشكل معاكس للرقم الهيدروجيني، أي إذا كان  $pH=1$  فهو حمضي وليس قاعدي، بينما  $pOH=1$  فهو قاعدي وليس حمضي، متعاكسان ومتممان لبعضهما وسنفهم ذلك من خلال الحسابات

💡 ما المقصود بالرقم الهيدروكسييلي؟

هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروكسيد  $OH^-$  في المحلول للأساس 10 وعلاقته الرياضية:

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

💡 مثال (11) ص 32: أحسب الرقم الهيدروكسييلي  $pOH$  لمحلول القاعدة  $KOH$  تركيزه  $0.01 M$

قاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم قوية تتفكك كلياً



$$[KOH] = 0.01 = 1 \times 10^{-2} M$$

$$[KOH] = [OH^-] = 1 \times 10^{-2} M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1 = 2 - 0 = 2$$

★ ويمكن من خلال  $pOH$  حساب تركيز أيونات  $OH^-$  من خلال العلاقة العكسية لللوغاريتم وهي العلاقة الأسية

$$pOH = -\log_{10}[OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

💡 مثال (12) ص 33: أحسب  $[OH^-]$  لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أن الرقم

الهيدروكسييلي  $pOH$  يساوي 4

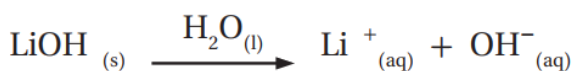
$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$[OH^-] = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} M$$

💡 أتتحقق ص 33:

-1 أحسب الرقم الهيدروكسييلي  $pOH$  لمحلول هيدروكسيد الليثيوم  $LiOH$  تركيزه

$$0.004 M \text{ علماً أن } \log 4 = 0.6$$



قاعدة هيدروكسيد الليثيوم قوية تتفكك كلياً

# المحوض والقواعد

الوحدة  
الأولى

شرح + إجابات المناهج + وزارة + كيمياء

مدرسة الكيمياء / فيس بوك

$$[\text{LiOH}] = 0.004 = 4 \times 10^{-3} \text{M} \quad [\text{LiOH}] = [\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-3} \text{M}$$
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

2- أحسب  $[\text{OH}^-]$  لعينة مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي  $\text{pOH}$  يساوي 3.2 علماً أن  $\log 6.3 = 0.8$

$$\log 6.3 = 0.8 \Rightarrow 6.3 = 10^{0.8}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3.2}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{(-3.2+4)-4} = 10^{0.8-4} = 10^{0.8} \times 10^{-4} = 6.3 \times 10^{-4} \text{M}$$

الربط بالصحة

حليب المغنيسيا: محلول معلق من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدم في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المعدة، وهو متوفر في الصيدليات على شكل حبوب أو سائل.



## العلاقة بين الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيلي pOH

★ حاصل ضرب تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  بتركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  يعطي قيمة ثابتة وهي ثابت تأين

الماء  $K_w$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

بأخذ لوغاريتم الطرفين:

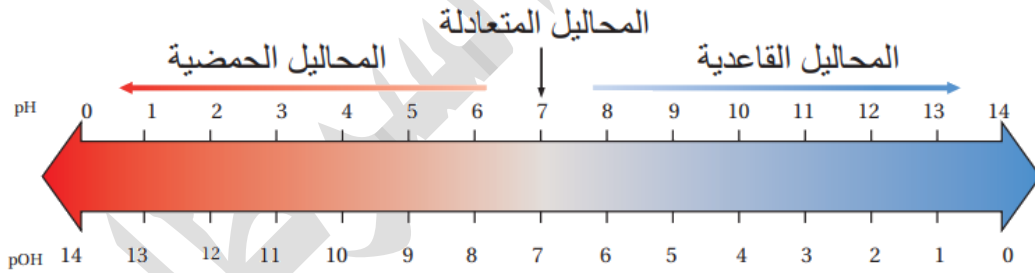
$$\begin{aligned} \log([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) &= \log(1 \times 10^{-14}) \\ \log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] &= -14 - \log 1 \end{aligned}$$

نضرب طرفي المعادلة بالسالب

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] + -\log[\text{OH}^-] = +14$$

نعوض مكان اللوغاريتم بالعلاقات الرياضية للرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



الشكل (6): العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي.

من الشكل (6): استنتج العلاقة بين حمضية المحلول والرقم الهيدروكسيلي

كلما ازدادت حمضية المحلول كان الرقم الهيدروكسيلي أعلى من 7  
بينما في الرقم الهيدروجيني كلما ازدادت حمضية المحلول يكون أقل من 7  
ونلاحظ أن القيم المتقابلة مجموعها = 14 وبالتالي نستطيع معرفة قيمة أي منها  
بمعرفة الآخر، عندما تكون pH تساوي 2 وهو محلول حمضي فإن قيمة pOH تساوي 12

تعزيز: تركيز الأيونات يكمل بعضه من خلال علاقة الضرب الحاصلة في قانون ثابت تأين الماء، ومثله قيم الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي يكمل بعضه من خلال الجمع

مثال (13) ص 34: أحسب الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيلي pOH لمحلول

حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه  $1 \times 10^{-3} \text{ M}$

حمض الهيدروكلوريك قوي يتأين كلياً في الماء

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1 = 3 - 0 = 3$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$3 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 11$$

أتحقق ص 33: أحسب كلاً من pH و pOH لكل من المحاليل الآتية:

1- محلول تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيه يساوي  $1 \times 10^{-5} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1 = 5 - 0 = 5$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$5 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 9$$

2- محلول تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  فيه يساوي  $1 \times 10^{-4} \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1 \times 10^{-4}) = 4 - \log 1 = 4 - 0 = 4$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + 4 = 14$$

$$\text{pH} = 10$$

تعزير:

- لتتمكن من تمييز حموضة أو قاعدية المحلول من خلال pH أو pOH، ركّز على الرقم الهيدروجيني pH دائماً فهو الشائع استخدامه عند الكيميائيين وأنتا نبدأ من الحمض القوي وننتهي عند القاعدة القوية وبينهما الضعفاء والمتعادل، وستتعرف على الضعفاء في الدرس الثالث
- تذكر أننا نقرأ pH من اليسار مثل الحسابات والمعادلات الكيميائية، بينما pOH معاكس في الاتجاه مثلاً جاء السؤال: ما نوع المحلول إذا كان  $\text{pOH} = 12$ ؟
- لا تبدأ المقارنة على المقياس، فقط جد pH وتنسوي 2
- الرقم الهيدروجيني الأقل من 7 يعني حمضي والأعلى من 7 يعني قاعدي، إذاً هو محلول حمضي

## تدريبات خارجية وكيماشيك: الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي

تدريب (1) كيماشيك: محلول حجمه 2 L يحتوي على حمض HCl وحمض HBr إذا كانت pH للمحلول هي 1 فاحسب:

1- عدد مولات الحمض في المحلول

تركيز أيونات الهيدرونيوم يساوي تركيز الحمض الكامل

عدد مولات أيونات الهيدرونيوم يساوي عدد مولات حمض HCl وحمض HBr

$$[H_3O^+]_{total} = 10^{-pH} = 10^{-1} = 0.1 \text{ M}$$

$$n_{total} = M \times V$$

$$n_{total} = 0.1 \times 2 = 0.2 \text{ mol}$$

2- إذا علمت أن مولات حمض HCl هي ربع عدد المولات الكلية، وكتلته المولية هي

36.5 فكم كتلة حمض HCl الذائبة في المحلول

$$n_{HCl} = \frac{1}{4} \times 0.2 = 0.05 \text{ mol}$$

$$m_{HCl} = 36.5 \times 0.05 = 1.8 \text{ g}$$

تدريب (2) كيماشيك: من خلال pH حدد الأعلى قاعدية والأعلى حمضية للمواد الآتية:

المحلول	حليب	حليب المغنيسيا	عصير ليمون	منظف الأفران
pH	6.5	10.5	2.4	11.9
قاعدي / حمضي	حمضي	قاعدي	حمضي	قاعدي

الأكثر حمضية هو عصير الليمون، والأكثر قاعدية هو منظف الأفران

تدريب (3) كيماشيك: احسب  $[OH^-]$  و  $[H_3O^+]$  في عينة من ماء البحر حيث  $pOH = 5.6$

علمًا أن  $\log 2.5 = 0.4$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$[OH^-] = 10^{-5.6} = 10^{(-5.6+6)-6} = 10^{0.4} \times 10^{-6} = 2.5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.5 \times 10^{-6}} = 0.4 \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-9} \text{ M}$$

## ورقة عمل: العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والهيدروكسيلي

✍ تدريب (1): احسب pH في كل مما يأتي:

1- ماء مقطر عند درجة حرارة  $25^{\circ}\text{C}$

انتبه أيها الكيميائي فالماء المقطر هو المستخدم في التفاعلات وبالتأكيد هو نقي ليس به أملاح، ولو كان به أملاح فلن يكن الرقم الهيدروجيني نفسه الذي نعرفه، بل حسب نوع الملح في ذلك الماء، وهذا سنتعلمه في الدرس الرابع إن شاء الله تعالى

2- محلول حمض  $\text{HNO}_3$  تركيزه  $2 \times 10^{-3} \text{ M}$  علماً أن  $\log 2 = 0.3$

3- محلول القاعدة  $\text{NaOH}$  الذي قيمته  $\text{pOH} = 1$

✍ تدريب (2): جد تركيز  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  في عينة من عصير التفاح إذا كان  $\text{pH} = 4.6$

علماً أن  $\log 2.5 = 0.4$

✍ تدريب (3): عينة من مضاد الحموضة تستخدم لعلاج قرحة المعدة لها  $\text{pH} = 10$

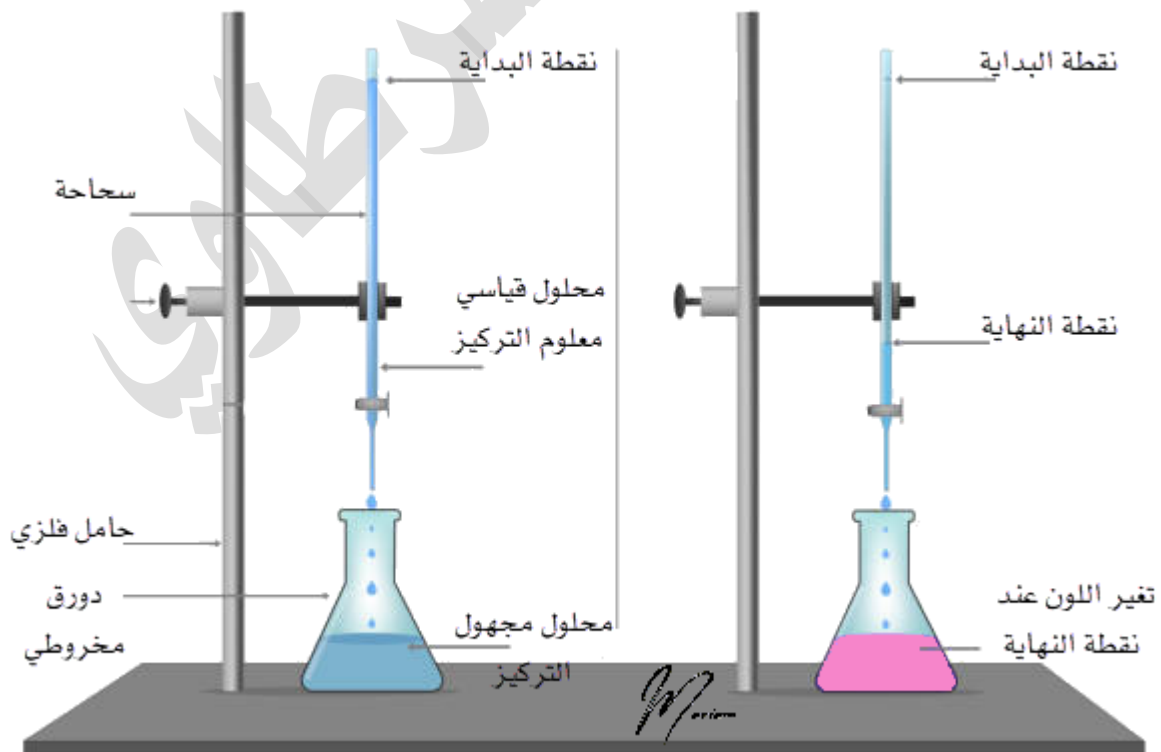
احسب قيمة  $[\text{OH}^-]$

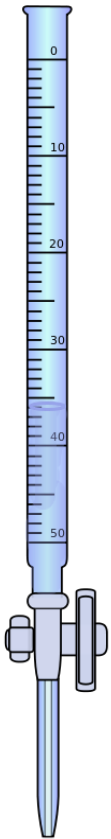
## التجربة 2: معايرة حمض قوي بقاعدة قوية

- 1- محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مجهول التركيز
- 2- محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.2 M [محلول قياسي]
- 3- كاشف الفينولفثالين
- 4- أدوات المختبر: ورق مخروطي، سحاحة، مخبر مدرج، قطارة، حامل فلزي، قمع زجاجي

الخطوات:

- 1- تُثبت السحاحة على الحامل وتُملأ باستخدام القمع بمحلول هيدروكسيد الصوديوم (معلوم التركيز) إلى مستوى الصفر
- 2- نضع في الدورق المخروطي 20 مل من محلول حمض HCl (مجهول التركيز) باستخدام المخبر المدرج
- 3- تُضاف 3-4 قطرات من كاشف الفينولفثالين باستخدام القطارة إلى محلول الحمض
- 4- تُضيف محلول القاعدة من السحاحة تدريجياً وببطء إلى محلول الحمض ونحرك الدورق ونلاحظ تغير اللون من شفاف إلى وردي
- 5- نتوقف عن إضافة محلول القاعدة عند النقطة التي يثبت عندها ظهور لون أحمر وردي في محلول الحمض، نسجل وقتها حجم محلول القاعدة المُضاف

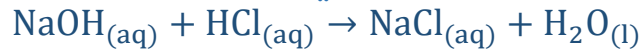




التحليل والاستنتاج:

1- ماذا أسمى النقطة التي يحدث عندها تغير لون المحلول؟

نقطة التعادل لأنها بين حمض قوي وقاعدة قوية



2- أحسب عدد مولات القاعدة المضافة

عدد المولات نحسبه من تركيز القاعدة والحجم المستخدم في المعايرة من خلال قانون المولارية

قراءة الحجم من السحاحة عند نقطة النهاية = 35 mL

تركيز محلول القاعدة معلوم التركيز = 0.2 M

$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = M \times V = 0.2 \times 0.035 = 0.0070 \text{ mol}$$

3- أستنتج عدد مولات الحمض المستخدمة

عند نقطة النهاية (التعادل) عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة ووفق المعادلة الكيميائية يتم التفاعل بنسبة مولات 1:1 بين الحمض والقاعدة، لذا نقول مباشرة

عدد مولات الحمض = 0.007 mol

4- أحسب تركيز الحمض HCl

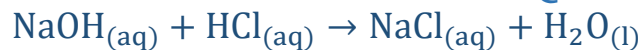
$$M = \frac{0.007}{0.02} = 0.35 \text{ M}$$

5- أتوقع الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج من عملية المعايرة

الرقم الهيدروجيني = 7 لأن التفاعل بين حمض قوي وقاعدة قوية، حيث تعادلت كل أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الهيدروكسيد وتكوّن الماء

6- أصنف التفاعل الحادث بين الحمض والقاعدة

تفاعل إحلال مزدوج من نوع التعادل



المعادلة الأيونية الكاملة



المعادلة الأيونية النهائية بعد حذف الأيونات المتفرجة المتكررة على الطرفين



## معايرة حمض وقاعدة Acid Base Titration

📢 ضو اللمبة:

تعلمنا في مرحلة سابقة عن تفاعلات الإحلال المزدوج حيث تتم أغلب هذه التفاعلات في المحاليل المائية فيحدث تبادل للأيونات الموجبة محل الموجبة والسالبة محل السالبة في المتفاعلات،



من أنواع تفاعلات الإحلال المزدوج تفاعل التعادل: حيث تتفاعل كميات متكافئة من القاعدة والحمض لإنتاج ملح وعادةً يتكوّن الماء

فإذا تفاعل **الحمض القوي** مع **القاعدة القوي** فالمحلول الملحي الناتج متعادل تماماً حيث تعادلت كل كمية أيونات الهيدروجين [ولو قلنا أيونات الهيدرونيوم أيضا صحيح] مع كل كمية أيونات الهيدروكسيد وتكوّن الماء، ومقياس الرقم الهيدروجيني  $\text{pH} = 7$

ونطبق المعادلة الرمزية الآتية بغض النظر عن نوع الحمض والقاعدة من ناحية القوة والضعف

$$aA + bB \rightarrow cC + dH_2O$$

الماء + الملح → القاعدة + الحمض

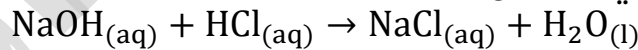
عدد مولات  $\text{OH}^-$  من القاعدة = عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  من الحمض

$$\frac{n_{\text{acid}}}{a} = \frac{n_{\text{base}}}{b}$$

$$\frac{M_a \times V_a}{a} = \frac{M_b \times V_b}{b}$$

حيث  $M$  التركيز و  $V$  الحجم وفي المقام نعوض مولات المعادلة

في حال كان الحمض أحادي البروتون والقاعدة أحادية الهيدروكسيد فإن نسبة المولات في معادلة التفاعل هي 1:1، مثال:



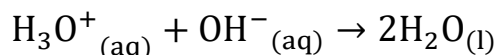
🧪 مطلوب منا في درس المعايرة: دراسة تفاعل التعادل بين الحمض القوي والقاعدة القوية، ومطلوب فقط حسابات التعادل "المعايرة" لأحادي البروتون مع أحادي الهيدروكسيد

📢 ما المقصود بتفاعل التعادل؟

تفاعل يحدث بين محلول حمض ومحلول قاعدة

📢 فسر: يسمى تفاعل محلول الحمض والقاعدة بالتعادل

لأنه تتعادل أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  والهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  في المحلول وينتج عن ذلك الماء



ماذا نستفيد من تفاعل التعادل؟ 

- تعيين تركيز مجهول من حمض باستخدام قاعدة من خلال عملية المعايرة
- تعيين تركيز مجهول من قاعدة باستخدام حمض من خلال عملية المعايرة

خطوات عملية المعايرة؟ [انظر التجربة أو الرسم في الصفحة 108] 

- تحضير حجم معين من محلول معلوم التركيز من حمض أو قاعدة "المحلول القياسي"
- يضاف المحلول القياسي تدريجياً نقطة بعد نقطة إلى المحلول مجهول التركيز المراد تعيين تركيزه
- تستمر عملية الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معينة وهي التكافؤ، وقتها يكون عدد مولات أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  في المحلول، فإن كانت بين حمض قوي وقاعدة قوية سنسميها نقطة التعادل
- نحدد نهاية عملية المعايرة باستخدام كاشف مناسب يتغير لونه عند وصول المعايرة إلى نقطة التكافؤ ونسميها أيضاً نقطة النهاية "عند تغير لون الكاشف في المحلول مجهول التركيز"

قارن بين نقطة التكافؤ، نقطة التعادل، ونقطة النهاية 

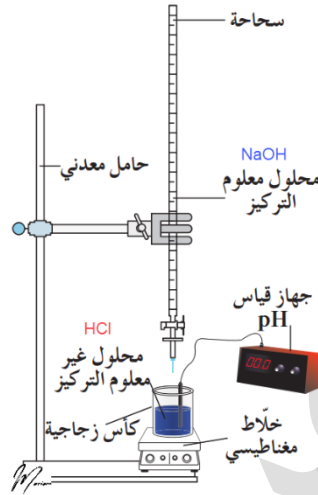
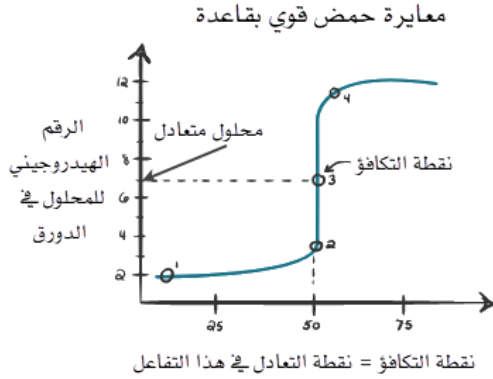
نقطة التكافؤ	التعريف: نقطة معينة يصبح عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد $\text{OH}^-$ مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم $\text{H}_3\text{O}^+$ في المحلول مقياس الرقم الهيدروجيني عندها: إما حمضي أو قاعدي أو متعادل
نقطة التعادل	التعريف: نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة وتكون pH للمحلول تساوي 7 لأن المعايرة تمت بين حمض قوي وقاعدة قوية
نقطة النهاية	التعريف: النقطة التي تُضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف وهي تُحدد انتهاء عملية المعايرة وهذه نحددها عند ثبات لون الكاشف فور الوصول إلى نقطة التكافؤ

تعريف: 

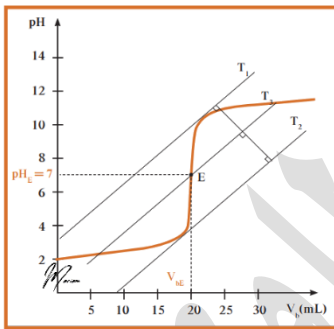
نقطة التكافؤ تكون للمعايرة بين الحموض والقواعد سواء كانت قوية أو ضعيفة، فإن كانت المعايرة مع الألقوياء نسمي نقطة التكافؤ نقطة التعادل لأن عندها  $\text{pH}=7$   
نقطة النهاية تأتي فوراً بعد نقطة التكافؤ، حيث نقطة التكافؤ هي التي يحدث عندها التعادل الكيميائي وهي النقطة الحقيقية لانتهاء التفاعل، أما نقطة النهاية هي المؤشر على انتهاء عملية المعايرة بسبب ظهور لون الكاشف

كيف نرسم منحنى المعايرة ثم نحدد نقطة التكافؤ من خلاله؟

مثال: معايرة حمض HCl مجهول التركيز مع القاعدة NaOH معلومة التركيز

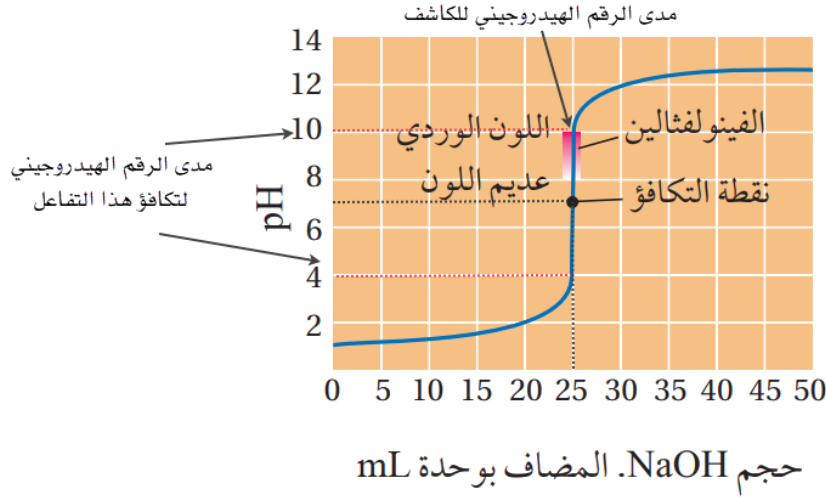


- نحدد حجم المحلول المضاف من السحاحة على محور السينات، وقياس الرقم الهيدروجيني باستخدام جهاز قياس pH على محور الصادات
- نقيس الرقم الهيدروجيني للمحلول مجهول التركيز (الحمض) ونسجل القراءة (1)
- نضيف القاعدة تدريجياً نقطة نقطة إلى محلول الحمض ونسجل حجم الإضافة مع قياس الرقم الهيدروجيني كل مرة ثم عند نقطة (3) نلاحظ يتغير لون الكاشف في محلول الحمض
- عند رسم المنحنى نلاحظ ارتفاعاً حاداً، المماسان المتوازيان سيحددان نقطة التكافؤ على المنحنى، وحجم القاعدة المضافة والرقم الهيدروجيني، الذي يساوي 7 ويمكن معرفة ذلك من جهاز قياس الرقم الهيدروجيني
- يظهر لون الكاشف الذي مدى الرقم الهيدروجيني له قريب جداً من نقطة التكافؤ أو يقع في مدى التكافؤ للتفاعل [أي عند التغيير الحاد في قيمة pH]



ما الكاشف المفضل استخدامه في معايرة حمض قوي بقاعدة قوية؟

- كاشف الفينولفثالين والسبب: لأن مدى الرقم الهيدروجيني له (8.2-10) يقع في مدى الرقم الهيدروجيني لمرحلة التكافؤ (4-10) لهذا التفاعل
- لون الفينولفثالين في الحمض: عديم اللون، وفي القاعدة: أحمر وردي
- نقطة البداية: محلول الحمض مجهول التركيز عديم اللون [مُضاف له فينولفثالين]
- نقطة النهاية: يظهر لون أحمر وردي



## تعزيز:

قبل البدء بالحسابات: نستطيع استخدام طريقة الكتاب خطوة خطوة أو نعتمد مباشرة على العلاقة المذكورة في كتاب الأنشطة ص 8

أيونات الهيدرونيوم تتعلق بالحمض، وأيونات الهيدروكسيد تتعلق بالقاعدة

عدد مولات الحمض القوي = عدد مولات القاعدة القوية

$$n_{\text{acid}} = n_{\text{base}}$$

$$M_a \times V_a = M_b \times V_b$$

M تدل على التركيز المولاري، V تدل على الحجم

لحساب التركيز المجهول نعوض بالحجم مباشرة ولو كان بالملي لتر، المهم أن يتساوى على الطرفين

تذكر: كل حساباتنا هي للحموض القوية أحادية البروتون والقواعد القوية أحادية الهيدروكسيد فقط

يعني بنسبة مولات 1:1 ويختلف الأمر لو كان الحمض ثنائي البروتون مثل  $H_2SO_4$  أو القاعدة ثنائية

الهيدروكسيد مثل  $Ca(OH)_2$

مثال (14) ص 36: أحسب تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250 mL منه تماماً مع 200 mL

من محلول القاعدة NaOH تركيزها 0.02 M وفق المعادلة الآتية:



تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

عند التعادل خلال عملية المعايرة عدد مولات الحمض يكافئ عدد مولات القاعدة

$$n_{NaOH} = n_{HCl}$$

قانون التركيز المولاري  $M = \frac{n}{V}$

$$n_{NaOH} = M_{NaOH} \times V_{NaOH} = \frac{0.02 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0.2 \text{ L} = 0.004 \text{ mol}$$

$$n_{HCl} = 0.004 \text{ mol}$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}} = \frac{0.004 \text{ mol}}{0.25 \text{ L}}$$

فيما نحل المسألة بسرعة، اللي متعود عالرياضيات رح يختصر المنازل العشرية بسط ومقام ويحول المقام إلى عشري، فإذا ما نفع التحويل رح يقسم قسمة طويلة

$$= \frac{0.4}{25} = \frac{4}{250} = \frac{16}{1000} = 0.016 \text{ M}$$

وفيما نبسطها بطريقة ثانية للي بتخربط باختصار المنازل العشرية، نحول القسمة إلى ضرب ونقلب الثاني ونبدأ نختصر بسط ومقام

$$= \frac{4}{1000} \div \frac{25}{100} = \frac{4}{1000} \times \frac{100}{25} = \frac{4}{1000} \times \frac{4}{1} = 0.016 \text{ M}$$

الطريقة السريعة للحل وحتى تختصر هذه الخطوات الطويلة إنك تستخدم قانون التخفيف مباشرة وخاصة أن نسبة المولات بينهما في المعادلة الكيميائية هي 1:1

$$\begin{aligned} M_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} &= M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} \\ 0.02 \times 200 &= M_{\text{HCl}} \times 250 \\ M_{\text{HCl}} &= \frac{0.02 \times 200}{250} = \frac{4}{250} = \frac{16}{1000} = 0.016 \text{ M} \end{aligned}$$

مثال (15) ص 36: أحسب حجم محلول الحمض  $\text{HNO}_3$  الذي تركيزه 0.4 M إذا تعادل تماماً مع 20 mL من محلول القاعدة  $\text{LiOH}$  تركيزه 0.2 M وفق المعادلة الآتية:



تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

عند التعادل خلال عملية المعايرة عدد مولات الحمض يكافئ عدد مولات القاعدة

$$n_{\text{LiOH}} = n_{\text{HNO}_3}$$

نحل ع طريقة الكتاب بالتسلسل نحسب مولات القاعدة ومنها، مولات الحمض ثم نحسب الحجم

أو نستخدم الطريقة السريعة "قانون التخفيف" مع نسبة المولات بينهما 1:1

$$\begin{aligned} M_{\text{LiOH}} \times V_{\text{LiOH}} &= M_{\text{HNO}_3} \times V_{\text{HNO}_3} \\ 0.2 \times 20 &= 0.4 \times V_{\text{HNO}_3} \\ V_{\text{HNO}_3} &= \frac{0.2 \times 20}{0.4} = \frac{40}{4} = 10 \text{ mL} = 0.01 \text{ L} \end{aligned}$$

أتحقق ص 37: أحسب تركيز محلول القاعدة KOH إذا تعادل 20 mL منه تماماً مع 30 mL من محلول الحمض HBr تركيزها 0.2 M وفق المعادلة الآتية:



تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

عند التعادل خلال عملية المعايرة عدد مولات الحمض يكافئ عدد مولات القاعدة


$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{HBr}}$$

نستخدم الطريقة السريعة "قانون التخفيف" مع نسبة المولات بينهما 1:1

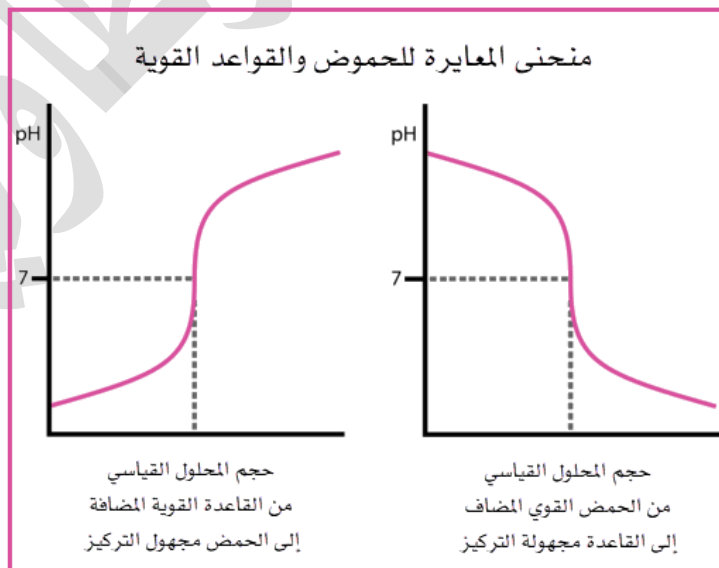
$$M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}} = M_{\text{HBr}} \times V_{\text{HBr}}$$

$$M_{\text{KOH}} \times 20 = 0.2 \times 30$$

$$M_{\text{KOH}} = \frac{0.2 \times 30}{20} = \frac{0.2 \times 3}{2} = \frac{0.6}{2} = 0.3 \text{ M}$$

تعزير خارجي: 

- لمن يتساءل لو عكسنا أنواع المحاليل في الدورق والسحاحة فانظر الفرق في شكل منحنى المعايرة
- لمن يتساءل لو كانت المعايرة من خلال حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة مع قوي، فبال تأكيد عند التعادل لن يكون الرقم الهيدروجيني عند نقطة التكافؤ = 7 لأن أحدهما سيغلب الآخر في تركيز أيونات الهيدرونيوم



## تدريبات خارجية وكيماشيك: معايرة حمض قوي وقاعدة قوية

تدريب (1) كيماشيك: كم تتغير قيمة pH الابتدائية لمحلول حمض HCl تركيزه 0.1 M حجمه في الدورق 25 mL إذا أضيف له 5 mL بالسحاحة من محلول القاعدة NaOH تركيزها 0.1 M **علمًا أن**  $\log 6.7 = 0.83$

تركيز أيونات الهيدرونيوم في الدورق قبل إضافة القاعدة

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = [\text{HCl}] = 0.1 = 1 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-1} = 1$$

عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  في الدورق قبل الإضافة:

$$n = M \times V = 1 \times 10^{-1} \times 25 \times 10^{-3} = 25 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

عدد مولات  $\text{OH}^-$  المضافة من السحاحة:

$$n = M \times V = 1 \times 10^{-1} \times 5 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  المتبقية في الدورق بعد الإضافة وتفاعل القاعدة مع الحمض:

$$n_{\text{Final}} = 25 \times 10^{-4} - 5 \times 10^{-4} = 20 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

الحجم الكلي من الحمض والقاعدة في التفاعل:

$$V_{\text{Final}} = 25 + 5 = 30 \text{ mL}$$

تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  بعد التفاعل:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = \frac{20 \times 10^{-4}}{30 \times 10^{-3}} = 0.67 \times 10^{-1} = 6.7 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 6.7 \times 10^{-2} = 2 - \log 6.7 = 2 - 0.83 = 1.17$$

$$\Delta\text{pH} = 1.17 - 1 = 0.17$$

يرتفع الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.17 ولم يحدث التعادل التام

تدريب (2): من السؤال السابق كم الحجم اللازم إضافته من محلول القاعدة ليصبح الرقم الهيدروجيني بعد التفاعل = 7

$$n_b = n_a$$

$$M_b \times V_b = M_a \times V_a$$

$$0.1 \times V_b = 0.1 \times 25$$

$$V_b = 25 \text{ mL}$$

كيماشيك: إذا كان سؤال دائرة فإننا لا نحسب لأن الحمض والقاعدة يتعادلان بنسبة 1:1 وبالتالي إذا تشابه التركيز فالجسم نفسه

تدريب (3) كيماشيك: احسب الرقم الهيدروجيني في المحلول الناتج من إضافة 300 mL

من حمض HCl (0.1 M) إلى 200 mL من محلول NaOH (0.1 M)

علمًا أن  $\log 2 = 0.3$

عدد مولات  $H_3O^+$  من الحمض:

$$n_a = M \times V = 0.1 \times 0.3 = 0.03 \text{ mol}$$

عدد مولات  $OH^-$  من القاعدة:

$$n_b = M \times V = 0.1 \times 0.2 = 0.02 \text{ mol}$$

عدد المولات الزائدة سيكون من  $H_3O^+$

$$n_{Final} = 0.03 - 0.02 = 0.01 \text{ mol}$$

الحجم الكلي

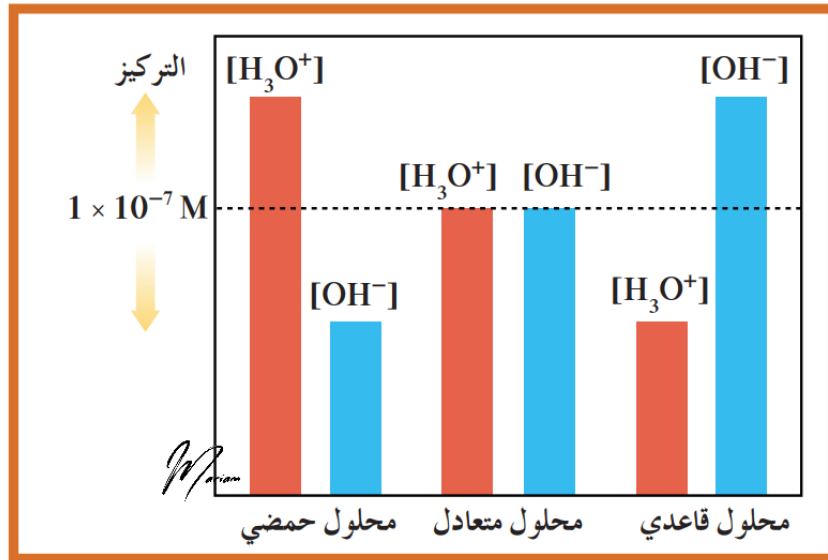
$$300 + 200 = 500 \text{ mL} = 0.5 \text{ L}$$

$$[H_3O^+]_{Plus} = \frac{0.01}{0.5} = 0.02 \text{ M}$$

$$pH = -\log 2 \times 10^{-2} = 2 - \log 2 = 2 - 0.3 = 1.7$$

الرقم الهيدروجيني أقل من 7 وهذا دليل على أن المحلول وصل إلى التعادل لكن الحمض زاد فأصبح حمضيًا

كيماشيك: أما إذا كان الفائض من أيونات الهيدروكسيد فإننا نحسب تركيز تلك الأيونات ثم نحولها إلى تركيز أيونات الهيدرونيوم باستخدام ثابت تأين الماء ثم نحسب الرقم الهيدروجيني وبالتأكيد سيكون أكبر من 7



## ورقة عمل: معايرة حمض قوي وقاعدة قوية

تدريب (1): إذا علمت أن 250 mL من محلول KOH تلتزم للتعاادل تماماً مع 400 mL من محلول HNO<sub>3</sub> تركيزه 0.18 M احسب تركيز KOH

تحدد: تدريب (2): ادرس البيانات الآتية لقاعدة NaOH تركيزها 0.1 M تم إضافتها إلى حمض HCl تركيزه 0.2 M وتم التعاادل التام، فاحسب:  
1- حجم محلول حمض HCl

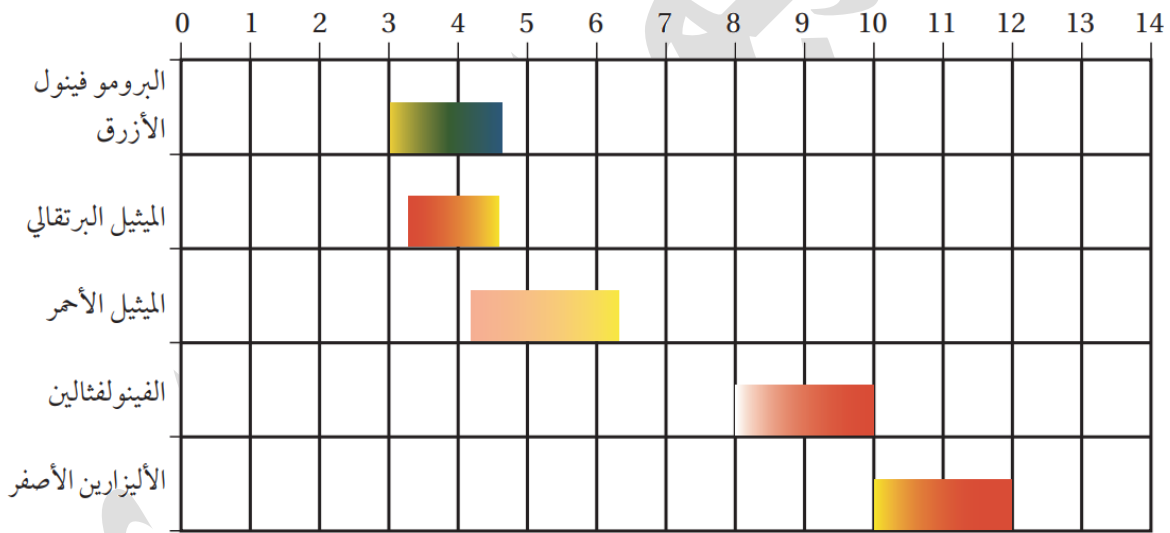
Volume of NaOH added (mL)	pH
00.00	1.00
10.00	1.22
20.00	1.48
30.00	1.85
35.00	2.18
39.00	2.89
39.50	3.20
39.75	3.50
39.90	3.90
39.95	4.20
39.99	4.90
40.00	7.00
40.01	9.10
40.05	9.80
40.10	10.10
40.25	10.50
40.50	10.79
41.00	11.09
45.00	11.76
50.00	12.05
60.00	12.30
70.00	12.43
80.00	12.52

2- تركيز أيونات [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] عندما يكون حجم المحلول من الحمض والقاعدة 100 mL علماً أن  $\log 3 = 0.48$



- مدى التكافؤ لهذا التفاعل كما يظهر من منحنى المعايرة من 4-10
- مدى الرقم الهيدروجيني للفينولفثالين من 8.2-10 إذا هو كاشف مناسب للمعايرة
- مدى الرقم الهيدروجيني للميثيل الأحمر من 4.3-6.2 إذاً هو كاشف مناسب للمعايرة
- كلاهما يقعان في مدى التكافؤ لتفاعل التعادل
- ويفضل الكيمائيون في تفاعلات الحمض القوي والقاعدة القوية استخدام الفينولفثالين لسهولة تمييز تغير لونه من عديم اللون في الوسط الحمضي إلى وردي اللون في الوسط القاعدي
- بينما او استخدمنا البرومو فينول الأزرق، أو الميثيل البرتقالي، أو الأليزارين الأصفر فإن مداها بعيد نوعاً ما عن مدى تكافؤ هذا التفاعل فلا نستخدمهم

انظر الكواشف وميز لونها في الوسط الحمضي عن القاعدي من خلال الأقل في الرقم الهيدروجيني فهو في الوسط الحمضي، والأعلى هو في الوسط القاعدي  
(الجدول (7): مدى الرّقم الهيدروجيني لتغيّر ألوان بعض الكواشف.)



اسم الكاشف	الوسط الحمضي	الوسط القاعدي	مدى الـ pH
البرومو فينول الأزرق	أصفر	أزرق	3 – 4.6
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	3 – 4.4
الميثيل الأحمر	أحمر	أصفر	4.3 – 6.2
الفينولفثالين	عديم اللون	وردي	8.2 – 10
الأليزارين الأصفر	أصفر	أحمر	10.2 – 12

مهم حفظ المدى واللون للفينولفثالين والميثيل الأحمر لأنهما المناسبان لمعايرتنا

دوسية شرح أو كسجين الكيمياء - توجيهي 2022 - إعداد: م. مريم السرطاوي

أتحقق ص38: 


أحدد باستخدام الجدول (7) لون الكاشف في كل من المحاليل الآتية:

1- الميثيل الأحمر في محلول قاعدي

الجواب: أصفر

2- الأليزارين الأصفر في محلول حمضي

الجواب: أصفر

ملاحظات: 

- لو قلنا عن لون الفينولفثالين في الوسط القاعدي وردي، أو أحمر وردي فلا إشكال
  - خلال المعايرة وعند الاقتراب من نقطة التكافؤ فإن لون الكاشف يبدأ يظهر لكن لا يثبت إلا عند نقطة النهاية، فعند ثبات اللون نقول أن المعايرة انتهت
- مثال توضيحي: الفينولفثالين عديم اللون، يبدأ يظهر اللون الوردي ويختفي ليرجع المحلول عديم اللون، عندما يثبت اللون الوردي معناه انتهت المعايرة

## تدريبات خارجية وكيماشيك: الكواشف

✎ تدريب (1) كيماشيك: تم إضافة قطرتين من الكاشف الحمضي HIn إلى 100 mL من محلول حمض HCl تركيزه 0.1 M إذا علمت أن HIn لونه أصفر، ولون قاعدته المرافقة In<sup>-</sup> أزرق، فأجب عما يلي:

1- ما هو لون المحلول بعد إضافة الكاشف؟

لون المحلول أصفر لأن الوسط حمضي ويظهر لون الكاشف الحمضي HIn

2- ما لون المحلول بعد إضافة 200 mL من محلول القاعدة NaOH تركيزه 0.1 M؟  
ننظر إلى المحلول هل هو حمضي أم متعادل أم قاعدي

عدد مولات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>:

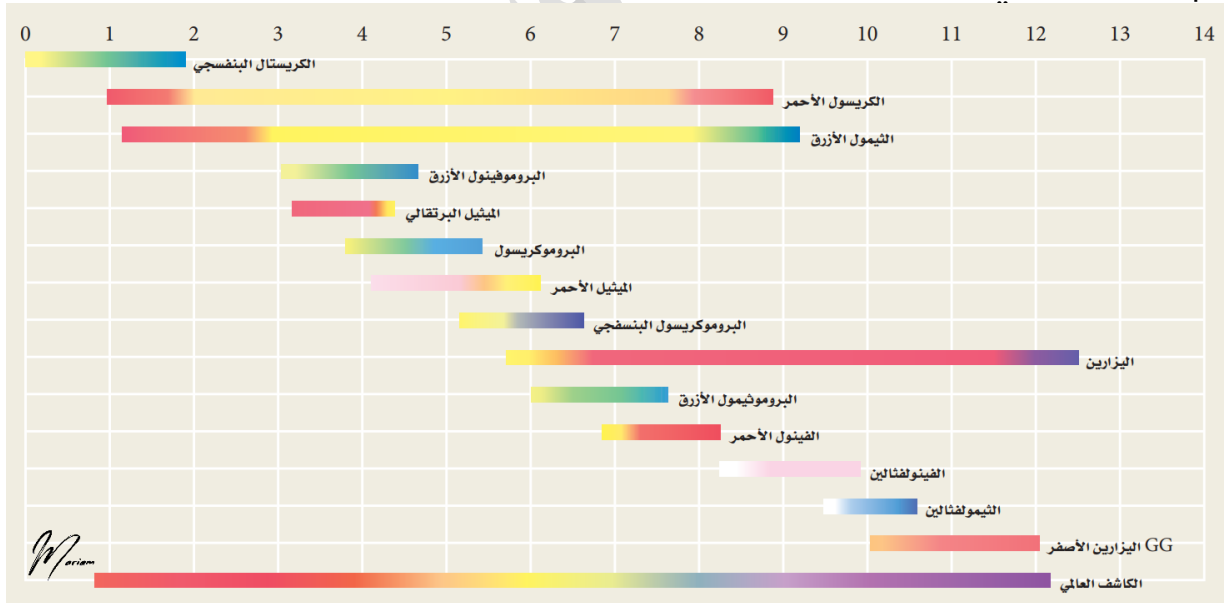
$$n_a = M \times V = 0.1 \times 0.1 = 0.01 \text{ mol}$$

عدد مولات OH<sup>-</sup> المضافة:

$$n_b = M \times V = 0.1 \times 0.2 = 0.02 \text{ mol}$$

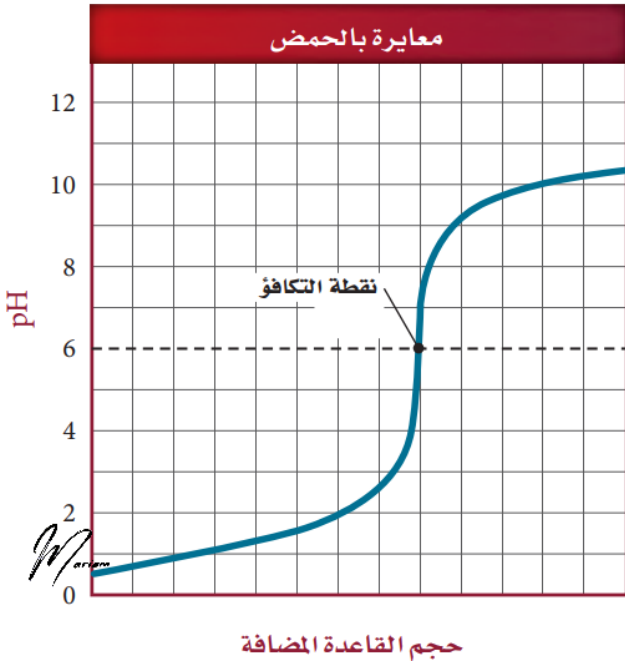
عدد مولات OH<sup>-</sup> فائض وبالتالي المحلول قاعدي ولون المحلول يتحول إلى الأزرق

✎ تدريب (2) كيماشيك: ادرس المخطط الآتي لمدى الرقم الهيدروجيني لكواشف مختلفة ثم أجب عما يلي:



1- عند إضافة الميثيل الأحمر إلى محلول مائي ينتج لون وردي وعند إضافة الميثيل البرتقالي إلى المحلول نفسه ينتج لون أصفر، ما مدى pH تقريباً للمحلول؟  
انظر مكان اللون في كل كاشف وستكون نقطة المشاركة تقريباً 4.5

2- اذكر كواشف مناسب استخدامها في تفاعل التعادل المبين في منحنى المعايرة



المجاور، علماً أن المعايرة تمت بين حمض قوي وقاعدة ضعيفة؟

ننظر إلى مدى الرقم الهيدروجيني حول نقطة التكافؤ أو قريباً منها، تقريباً مدى التكافؤ يقع بين 5-7 ويناسبه هذه

الكواشف:

- 1- الكريسول الأحمر
- 2- الليمون الأزرق
- 3- الميثيل الأحمر
- 4- البروموكريسول البنفسجي
- 5- البروموثيمول الأزرق
- 6- الكاشف العالمي

تدريب (3): أضيفت قطرات من كاشف الفينولفثالين إلى وعاء يحتوي محلولاً قاعدياً، فأى المواد الآتية يمكن إضافتها إلى الوعاء حتى يتغير لون الكاشف

-1	NaOH	-2	HCl
----	------	----	-----

الإجابة (2): لأن الحمض سيتفاعل مع المحلول القاعدي ويتغير لون الكاشف في المحلول

تدريب (4): إذا علمت أن كاشف الميثيل البرتقالي لونه في الوسط الحمضي أحمر وفي الوسط القاعدي أصفر، فإن محلول ..... يحول لون الميثيل البرتقالي إلى اللون الأصفر

-1	NaOH	-2	HCl
----	------	----	-----

الإجابة (1): لأنه وسط قاعدي

## ورقة عمل: الكواشف

تدريب (1): تم إضافة قطرتين من الكاشف الحمضي HIn إلى محلول فيه  $pH=4$  إذا علمت أن لون الكاشف غير المتأين أحمر، ولونه المتأين أصفر فما هو لون المحلول، مع كتابة معادلة تأين الكاشف التي توضح ذلك

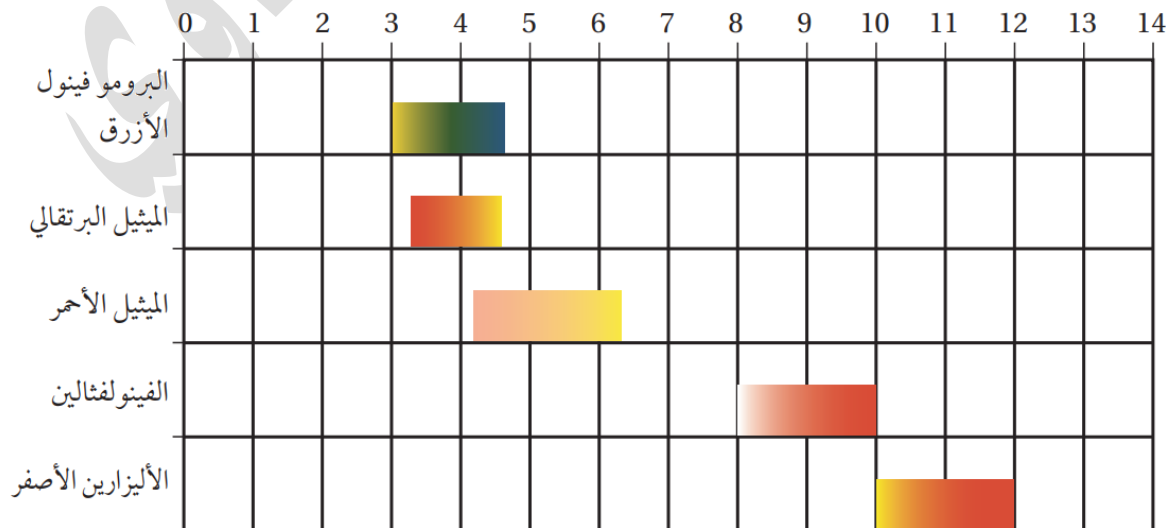
مساعدة: اكتب معادلة تأين الكاشف وابدأ تحديد الألوان على المعادلة الكيميائية حسب الرقم الهيدروجيني للوسط

تدريب (2): من خلال المخطط الآتي، أجب عما يلي:

1- لون الميثيل البرتقالي في الحمض

2- لون الفينولفثالين في الحمض

3- لون البرومو فينول الأزرق في القاعدة



## مراجعة الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

**السؤال الأول:** بماذا يُعبّر عن حمضية المحاليل أو قاعدتها؟  
من خلال تركيز أيونات الهيدرونيوم، وتركيز أيونات الهيدروكسيد  
وذلك بحساب أو قياس الرقم الهيدروجيني أو الرقم الهيدروكسيلي للمحلول  
الرقم الهيدروجيني هو سالب لوغاريتم تركيز أيونات  $H_3O^+$   
الرقم الهيدروكسيلي هو سالب لوغاريتم تركيز أيونات  $OH^-$   
كلما قلت قيمتهما دل على القيمة العالية لتركيز تلك الأيونات  
وكلما زادت قيمتهما دل على القيمة المنخفضة لتركيز تلك الأيونات

**السؤال الثاني:** أوضح المقصود بكل مما يأتي:  
التأين الذاتي للماء الرقم الهيدروجيني المعايرة نقطة النهاية  
مذكور كل ذلك في المحتوى وفي مسرد المصطلحات وفي أول الدرس في الدوسية

**السؤال الثالث:** أحسب تركيز  $H_3O^+$  و  $OH^-$  في كل من المحاليل الآتية:

1-  $HNO_3$  تركيزه 0.02 M

$HNO_3$  حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[HNO_3] = 2 \times 10^{-2} M$$

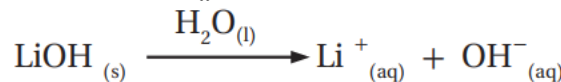
$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 2 \times 10^{-2} M$$

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

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 0.5 \times 10^{-12} M = 5 \times 10^{-13} M$$

2-  $LiOH$  تركيزه 0.01 M

هيدروكسيد الليثيوم قاعدة قوية تتفكك كلياً في الماء



$$[LiOH] = 1 \times 10^{-2} M$$

$$[LiOH] = [OH^-] = 1 \times 10^{-2} M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} M$$

**السؤال الرابع:** أصنف المحاليل المبينة في الجدول إلى محاليل حمضية أو قاعدية أو

متعادلة:

تعزيز: لتكن سريعاً وبلا تشتت، اعتمد دائماً الرقم الهيدروجيني، تحت الـ 7 حمضي وفوق الـ 7 قاعدي

pH = 9	$[OH^-] = 10^{-11} M$	pOH = 4	$[H_3O^+] = 10^{-9} M$	pH = 3	الصفة المميزة للمحلول
قاعدي	pOH=11 pH=3 حمضي	pH=10 قاعدي	pH=9 قاعدي	حمضي	تصنيف المحلول

**السؤال الخامس:** أفسر: يقل تركيز  $OH^-$  في الماء عند تحضير محلول حمضي

لأن الماء يتأين ذاتياً إلى أيونات الهيدروكسيد وأيونات الهيدرونيوم



عند إضافة الحمض إلى الماء فإن أيونات الهيدرونيوم تزداد في المحلول ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه فإن التفاعل يُزاح ناحية اليسار "المتفاعلات" فيقل تركيز أيون الهيدروكسيد

**السؤال السادس:** أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HI تركيزه 0.0005 M

علمًا أن  $\log 5 = 0.7$

حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[HI] = 0.0005 = 5 \times 10^{-4} M$$

$$[HI] = [H_3O^+] = 5 \times 10^{-4} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 5 = 4 - 0.7 = 3.3$$

**السؤال السابع:** أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HBr حضر بإذابة 0.81 g

منه في 400 mL من الماء.

علمًا أن الكتلة المولية للحمض HBr = 81 g/mol ،  $\log 2.5 = 0.4$

حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$n = \frac{m}{M_r}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{0.81}{81} = 0.01 \text{ mol}$$

$$M = \frac{0.01}{0.4} = \frac{1}{40} = \frac{25}{1000} = 0.025 M$$

$$[HBr] = 0.025 = 2.5 \times 10^{-2} M$$

$$[HBr] = [H_3O^+] = 2.5 \times 10^{-2} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2.5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2.5 = 2 - 0.4 = 1.6$$

**السؤال الثامن:** أحسب الرقم الهيدروكسيلي والرقم الهيدروجيني لمحلول  $\text{HClO}_4$  تركيزه

$$0.008 \text{ M} \text{ علماً أن } \log 8 = 0.9$$

حمض قوي يتأين كلياً في الماء



$$[\text{HClO}_4] = 0.008 = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(8 \times 10^{-3}) = 3 - \log 8 = 3 - 0.9 = 2.1$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.1 = 11.9$$

**السؤال التاسع:** يلزم 40 mL من محلول حمض الهيدروبيودييك HI الذي تركيزه 0.3 M

لتتعادل تماماً مع 60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسب تركيز KOH



تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

عند التعادل خلال عملية المعايرة عدد مولات الحمض يكافئ عدد مولات القاعدة

$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{HI}}$$

نستخدم الطريقة السريعة "قانون التخفيف" مع نسبة المولات بينهما 1:1

$$M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}} = M_{\text{HI}} \times V_{\text{HI}}$$

$$M_{\text{KOH}} \times 60 = 0.3 \times 40$$

$$M_{\text{KOH}} = \frac{0.3 \times 40}{60} = \frac{0.3 \times 4}{6} = \frac{0.3 \times 2}{3} = \frac{0.1 \times 2}{1} = 0.2 \text{ M}$$

**السؤال العاشر: أتوقع:** خلط 20 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي تركيزه

0.6 M مع 20 mL من محلول LiOH الذي تركيزه 0.4 M

هل المحلول الناتج حمضي أم قاعدي أم متعادل، أبرر إجابتي

نميز الحمض والقاعدة: كلاهما قويان ويتعادلان في التفاعل بنسبة 1:1

وبما أن الحجم نفسه فيفترض عند التعادل التام لهما نفس التركيز لكن في السؤال الحمض

أعلى في التركيز وبالتالي المحلول سيكون حمضياً

بالحسابات: نعتبر القاعدة أو الحمض أحدهما غير متوفر ونحسبه من خلال الآخر

$$M_{\text{LiOH}} \times V_{\text{LiOH}} = M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}}$$

$$M_{\text{LiOH}} \times 20 = 0.6 \times 20$$

$$M_{\text{LiOH}} = \frac{0.6 \times 20}{20} = 0.6 \text{ M}$$

لا بد من تركيز قاعدة يساوي 0.6 M أو زيادة حجم القاعدة المضافة حتى يحدث التعادل التام،

لذا سنقول عن المحلول: أنه ما زال حمضياً

## الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة


### تعريفات الدرس الثالث:

- ثابت تأين الحمض  $K_a$ : ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف
- ثابت تأين القاعدة  $K_b$ : ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيف

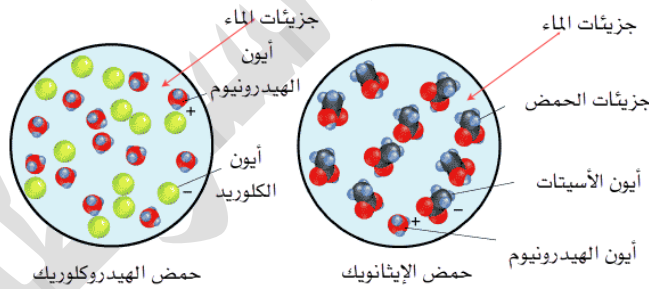
### الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

#### ضوء اللبنة:

تعلمنا سابقاً أن الحموض الضعيفة تتأين جزئياً ويحدث في عملية ذوبانها في الماء اتزاناً ديناميكياً، ونعبر عن حالة الاتزان للحمض الضعيف باستخدام ثابت تأين الحمض  $K_a$  هذا الثابت هو المقياس الكمي لتأين الحمض الضعيف

تعزيز:  تعلمنا من خلال الدرس الثاني أن الحمض القوي يتأين كلياً في الماء وتفاعله غير منعكس بينما الحمض الضعيف سيتأين جزئياً وتفاعله منعكس حيث تبقى جزيئات في الماء مع أيونات ناتجة من التأين

نقارن الآن بين تأين حمض الهيدروكلوريك وتأين حمض الإيثانويك



#### المعادلة العامة لتأين الحمض الضعيف:



حمض مرافق      قاعدة      قاعدة مرافقة      حمض مرافق

فسر: تركيز الحمض الضعيف عالٍ مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه في الماء؟ 

جزيئات الحمض غير المتأينة  $\text{HX}$  في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة في نفس الوعاء، موضع الاتزان مزاح جهة اليسار (المتفاعلات) حيث أن القاعدة المرافقة  $\text{X}^-$  أقوى من القاعدة  $\text{H}_2\text{O}$ ، وبالتالي ترتبط بالبروتون وتعيد تكوين الحمض بصورة مستمرة فيزداد تركيز الحمض، ونتذكر أن التفاعل في الحموض يسير من الأقوى كحمض إلى تكوين الأضعف كحمض ... تذكر:  $[\text{HX}] > [\text{H}_3\text{O}^+]$  وموضع الاتزان جهة جزيئات الحمض الضعيف

### الرّبط مع علوم الأحياء

حمض الميثانويك HCOOH أو حمض الفورميك  
سَخَّرَ اللهُ -عزَّ وجلَّ- هذا الحمض للنمل كي يستخدمه في كثير من المجالات، من مثل الدفاع عن نفسه، فيقذفه في وجه أعدائه، ويفرز من الفك السفلي عند عض فرائسه (لسعات النمل)، ويستخدمه مُطَهِّراً للحفاظ على أعشاشه نظيفة ولتنظيف صغاره، ويفرز من المسام الحمضية في بطونه؛ ليرشده في أثناء العودة إلى مساكنه.



★ نعبر عن تركيز الأيونات الناتجة إلى تركيز الحمض من خلال ثابت تأين الحمض

❓ ما المقصود بثابت تأين الحمض؟

هو ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف ويُرمز له بـ  $K_a$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]}$$

💡 **ضو اللبنة:** تعلمنا سابقاً أننا لا نكتب الماء في تعبير ثابت الاتزان

❓ كيف يُعبر ثابت تأين الحمض عن قوة الحمض وقدرته على

التأين؟

كلما ازدادت قيمة ثابت تأين الحمض معناها زيادة في تركيز أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$ ، وبالتالي زيادة في قوة الحمض وقدرته على التأين

❓ ماذا نستفيد من معرفة ثابت تأين الحمض؟

- نقارن من خلاله قوة الحموض الضعيفة ببعضها
- نحسب من خلاله تركيز أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$
- نحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف

**مقارنة قوة الحموض الضعيفة من خلال ثابت التأين:**

الجدول (8): قيم ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة  $25^\circ C$ .

اسم الحمض	صيغته الكيميائية	ثابت تأين الحمض $K_a$
حمض الكبريت IV	$H_2SO_3$	$1.3 \times 10^{-2}$
حمض الهيدروفلوريك	HF	$6.8 \times 10^{-4}$
حمض النيتروجين III	$HNO_2$	$4.5 \times 10^{-4}$
حمض الميثانويك	HCOOH	$1.7 \times 10^{-4}$
حمض البنزويك	$C_6H_5COOH$	$6.3 \times 10^{-5}$
حمض الإيثانويك	$CH_3COOH$	$1.7 \times 10^{-5}$
حمض الكربونيك	$H_2CO_3$	$4.3 \times 10^{-7}$
حمض كبريتيد الهيدروجين	$H_2S$	$8.9 \times 10^{-8}$
حمض أحادي الهيبو كلوريك	HClO	$3.5 \times 10^{-8}$
حمض الهيدروسيانيك	HCN	$4.9 \times 10^{-10}$

أتحقق ص 42: أدرس الجدول (8) ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أحدد الحمض الأقوى:  $H_2CO_3$  أم  $HCOOH$

$HCOOH$  لأن ثابت تأينه أكبر

2- أتوقع أيها له أقل رقم هيدروجيني: محلول الحمض  $HNO_2$  أم محلول الحمض  $HClO$

علمًا أن لهما التركيز نفسه

الأقل في الرقم الهيدروجيني هو الأعلى في تركيز أيونات الهيدرونيوم، أي الأقوى من

ناحية القدرة على التأين وبالتالي نختار الأكبر في قيمة ثابت التأين وهو  $HNO_2$

3- أتوقع أي محاليل الحموض الآتية يحتوي أعلى تركيز من أيونات  $OH^-$ :

$HF, HClO, CH_3COOH$

الأعلى في تركيز أيونات الهيدروكسيد هو الأقل في تركيز أيونات الهيدرونيوم، أي

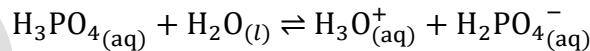
الأضعف في قدرته على التأين، وبالتالي نختار الأقل في قيمة ثابت التأين وهو  $HClO$

## حسابات محاليل الحموض الضعيفة:

تعزير:

- نمط الحسابات في الكتاب يركّز فقط على الحمض الضعيف أحادي البروتون مثل  $CH_3COOH$  و  $HF$ ، وكما تعلمنا في الدرس الأول أن أنواع الحموض أحادية، ثنائية وثلاثية البروتون، الأول يتأين بمرحلة واحدة، بينما الثاني في مرحلتين، والثالث في ثلاث مراحل
- اعلم أننا نهتم بالمرحلة الأولى لأنها مرحلة التأين الأقوى حيث ينتج فيها أكبر قدر من أيونات الهيدرونيوم وبالتالي قيمة ثابت التأين لها الأعلى والمراحل التالية تكون مهمة، فلو جاءك سؤال وزاري فيه ثنائي أو ثلاثي البروتون فلا تحتار؛ لأنه سيزودنا بقيمة ثابت التأين لأول مرحلة تأين ومن خلالها نحسب باقي حساباتنا

مثال:  $H_3PO_4$



الحسابات التي سنتعلمها في محاليل الحموض الضعيفة: ★

- 1- حساب تركيز أيونات  $H_3O^+$  من خلال معطيات تخص الحمض نفسه: مثل: التركيز  $M$  أو عدد المولات  $n$  أو كتلته  $m$  والكتلة المولية  $Mr$  وحجم المحلول  $V$ ، وثابت التأين  $K_a$
- 2- حساب  $pH$  من خلال نفس المعطيات السابقة
- 3- حساب كمية الحمض أو تركيزه من خلال معطيات:  $pH$  و  $K_a$  ومعطيات مساعدة
- 4- حساب ثابت التأين  $K_a$ : من خلال معطيات:  $pH$  و معطيات عن الحمض كتركيز والخ

★ استراتيجيات الحل:

- Step 1:** حل المعطيات والمطلوب
- Step 2:** أكتب معادلة تأين الحمض الضعيف في الماء
- Step 3:** إذا مطلوب حساب تركيز  $H_3O^+$  أو الـ pH أنشئ تحت المعادلة جدول تقدم التفاعل والذي فيه التركيز الابتدائي، التغير أثناء التفاعل، عند الاتزان، واستخدم الرمز x للتعبير عن التغير

المعادلة/التركيز	$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons X^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$		
عند البداية	التركيز الابتدائي	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	-x	x	x

- Step 4:** في مناهجنا سنهمل النقص في تركيز الحمض عند الوصول إلى الاتزان، يعني نعتبر تركيزه الابتدائي = تركيزه عند الاتزان

[والسبب: لأن تركيز الحمض الضعيف خلال التفاعل المنعكس المتزن عال مقارنة بتركيز أيوناته، فنهمل النقص الحاصل في تركيزه النهائي]

- Step 5:** نعتبر الأيونات الناتجة لها نفس التركيز عند الاتزان لأننا نتعامل في معادلات التأين بنسب مولات 1:1 بين أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$  والأيون السالب  $X^-$

- Step 6:** أكتب قانون ثابت التأين وبدون الماء [لأن الماء هو المذيب وتركيزه ثابت كونه سائل نقي كما تعلمنا] عوض المعطيات ثم احسب المطلوب

$$K_a = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]}$$

- إذا المطلوب حساب pH استخدم قانون اللوغاريتم  $pH = -\log[H_3O^+]$  بعد الخطوات السابقة

- إذا المطلوب حساب كمية الحمض وتوفر لدينا الـ pH وثابت التأين، نكتب معادلة التأين، ثم نستخدم هذا القانون لحساب تركيز الأيونات  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

نعوض المعطيات في قانون ثابت التأين لنحسب تركيز الحمض، وبعدها نحسب كتلته

- إذا المطلوب حساب ثابت التأين وتوفر لدينا الـ pH ومعطيات عن الحمض، نكتب معادلة التأين ثم هذا القانون لحساب تركيز الأيونات  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

ثم نعوض ذلك في قانون ثابت التأين لنحسبه

بدون كل هذه الدوخة، إذا تعودت على حل مسائل كثيرة ستحسبها في ذهنك بسرعة وبدون خطوات

## حساب تركيز أيون الهيدرونيوم لمحلول الحمض الضعيف:

مثال (16) ص 43: أحسب تركيز أيونات  $H_3O^+$  محلول حمض الإيثانويك  $CH_3COOH$  تركيزه

$$K_a = 1.7 \times 10^{-5} \text{ معلماً أن } 0.1 \text{ M}$$

عطلول إذا شفت ثابت تأين الحمض اعرف إنه حمض ضعيف، ليش؟

لأنه الحمض القوي مالوش ثابت تأين، ليش؟ لأنه تفاعله غير منعكس

المعادلة/التراكيز	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$		
عند البداية	0.1	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.1 - x \approx 0.1$ $1 \times 10^{-1}$	X	x

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

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-1} = 1.7 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1.7 \times 10^{-6}} = \sqrt{1.7} \times 10^{-3}$$

تريكات الحسابات اليدوية لجذور الأعداد غير المربعة وللأسس العشرية:

- فصل جذر الأس العشري عن جذر العدد
- لحساب جذور الأسس العشرية: نقسم على 2 ونراعي أن نجعل الأس عدداً يقبل القسمة على 2
- إذا العدد عشري نحوله بسط ومقام، ونحسب الجذر للبسط لوحده، والمقام لوحده بعدين نقسمهم على بعض
- نستخدم تريك يدوية لحساب الجذر والناتج قريب جداً من الآلة الحاسبة، b أقرب مربع لـ a

$$\sqrt{a} = \frac{a+b}{2\sqrt{b}}$$

نطبق

$$\sqrt{1.7} = \frac{\sqrt{17}}{\sqrt{10}}$$

$$\sqrt{17} = \frac{17 + 16}{2\sqrt{16}} = \frac{33}{8} = 4.1$$

$$\sqrt{10} = \frac{10 + 9}{2\sqrt{9}} = \frac{19}{6} = 3.2$$

$$\frac{\sqrt{17}}{\sqrt{10}} = \frac{4.1}{3.2} = \frac{41}{32} = 1.3$$

$$x = [H_3O^+] = \sqrt{1.7 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أتحقق ص 43: أحسب تركيز أيونات  $H_3O^+$  محلول حمض النيتروجين (III)  $HNO_2$  تركيزه

$$K_a = 4.5 \times 10^{-4} \text{ أن } 0.03 \text{ M}$$

المعادلة/التراكيز	$HNO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$		
عند البداية	0.03	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.03 - x \approx 0.03$ $3 \times 10^{-2}$	x	x

$$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{3 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 4.5 \times 10^{-4} \times 3 \times 10^{-2}$$

$$x^2 = 13.5 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{13.5} \times \sqrt{10^{-6}} = \frac{\sqrt{135}}{\sqrt{10}} \times 10^{-3}$$

نستخدم تريك يدوية لحساب الجذر والناتج قريب جداً من الآلة الحاسبة، b أقرب مربع كامل لـ a

$$\sqrt{a} = \frac{a+b}{2\sqrt{b}}$$

$$\sqrt{135} = \frac{135 + 121}{2\sqrt{121}} = \frac{256}{22} = 11.6$$

$$\sqrt{10} = \frac{10 + 9}{2\sqrt{9}} = \frac{19}{6} = 3.2$$

$$\frac{\sqrt{135}}{\sqrt{10}} = \frac{11.6}{3.2} = 3.6$$

$$x = [H_3O^+] = \sqrt{13.5} \times 10^{-3} = 3.6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

عزيزي الطالب في امتحان الوزارة الحسابات يسيرة ومباشرة وقليل جداً ورود حسابات كهذه

**حساب الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف:**

مثال (17) ص 44: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك  $C_6H_5COOH$  تركيزه

$$\log 1.12 = 0.05 \quad K_a = 6.3 \times 10^{-5} \text{ أن } 2 \text{ M}$$

المعادلة/التراكيز	$C_6H_5COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$		
عند البداية	2	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$2 - x \approx 2$	x	x

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$6.3 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2}$$

$$x^2 = 6.3 \times 10^{-5} \times 2$$

$$x^2 = 12.6 \times 10^{-5} = 1.26 \times 10^{-4}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1.26 \times 10^{-4}} = \sqrt{1.26 \times 10^{-2}}$$

نستخدم تريك يدوية لحساب الجذر والناتج قريب جداً من الآلة الحاسبة، b أقرب مربع لـ a

$$\sqrt{a} = \frac{a + b}{2\sqrt{b}}$$

نطبق

$$\sqrt{1.26} = \frac{\sqrt{126}}{\sqrt{100}}$$

$$\sqrt{126} = \frac{126 + 121}{2\sqrt{121}} = \frac{247}{22} = 11.2$$

$$\sqrt{100} = 10$$

$$\frac{\sqrt{126}}{\sqrt{100}} = \frac{11.2}{10} = 1.12$$

$$x = [H_3O^+] = \sqrt{1.26 \times 10^{-2}} = 1.12 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log(1.12 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1.12 = 2 - 0.05 = 1.95$$

أتحقق ص 44: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض الهيدروسيانيك HCN تركيزه

$$\log 3.1 = 0.5 \quad K_a = 4.9 \times 10^{-10} \quad 0.02 \text{ M} \text{ علماً أن}$$

المعادلة/التراكيز	HCN <sub>(aq)</sub>	+ H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>	⇌ CN <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	+ H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub>
عند البداية	0.02		0	0
التغير	-x		+x	+x
عند الاتزان	0.02 - x ≈ 0.02		x	x
	2 × 10 <sup>-2</sup>			

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 4.9 \times 10^{-10} \times 2 \times 10^{-2}$$

$$x^2 = 9.8 \times 10^{-12}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{9.8 \times 10^{-12}} = \sqrt{9.8 \times 10^{-6}}$$

$$\sqrt{9.8} = \frac{\sqrt{98}}{\sqrt{10}}$$

$$\sqrt{98} = \frac{98 + 100}{2\sqrt{100}} = \frac{198}{20} = \frac{99}{10} = 9.9$$

$$\sqrt{10} = \frac{10 + 9}{2\sqrt{9}} = \frac{19}{6} = 3.2$$

$$\frac{\sqrt{98}}{\sqrt{10}} = \frac{9.9}{3.2} = \frac{99}{32} = 3.1$$

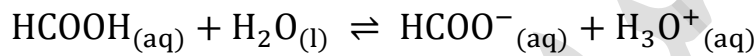
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{9.8 \times 10^{-6}} = 3.1 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.1 \times 10^{-6}) = 6 - \log 3.1 = 6 - 0.5 = 5.5$$

## حساب كمية الحمض أو ثابت التأيين لمحلول الحمض الضعيف:

مثال (18) ص 45: أحسب كتلة حمض الميثانويك HCOOH اللازمة لتحضير محلول منه

حجمه 1 L ورقمه الهيدروجيني 2.7 علماً أن  $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$   $\log 2 = 0.3$   $\text{Mr} = 46 \text{ g/mol}$



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$[\text{HCOO}^{-}] = [\text{H}_3\text{O}^{+}]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم عن طريق الـ pH

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-2.7} = 10^{(-2.7+3)-3} = 10^{0.3} \times 10^{-3}$$

$$\log 2 = 0.3$$

العلاقة العكسية للوغاريتم

$$2 = 10^{0.3}$$

نعوضها في الناتج

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{0.3} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3}$$

نعوض في قانون ثابت التأيين

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{[\text{HCOO}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{K_a} = \frac{2 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-3}}{1.7 \times 10^{-4}} = \frac{40 \times 10^{-6}}{17 \times 10^{-4}} = 2.35 \times 10^{-2} \text{ M}$$

نحسب المولات عن طريق قانون التركيز المولاري

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow$$

$$n = M \times V = 2.35 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 1 \text{ L} = 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

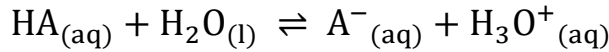
نحسب الكتلة عن طريق قانون الكتلة المولية

$$n = \frac{m}{Mr} \Rightarrow$$

$$m = Mr \times n = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol} = 108.1 \times 10^{-2} \Rightarrow 1.08 \text{ g}$$

مثال (19) ص 46: أحسب ثابت تأين حمض ضعيف HA رقمه الهيدروجيني 3 حضر بإذابة

0.1 mol منه في 500 mL من الماء



$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{A}^{-}] = [\text{H}_3\text{O}^{+}]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم عن طريق الـ pH

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-3}$$

نحسب تركيز الحمض من قانون المولارية

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.5} = \frac{1}{5} = 0.2 = 2 \times 10^{-1}$$

نعوض في قانون ثابت التأين

$$K_a = \frac{1 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-1}} = \frac{1 \times 10^{-6}}{2 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-6}$$

## الربط مع الصناعة

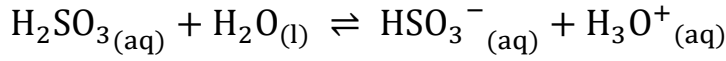
تُعدُّ شركة مناجم الفوسفات الأردنية رائدةً في إنتاج حمض الفوسفوريك  $\text{H}_3\text{PO}_4$  وحمض الكبريتيك  $\text{H}_2\text{SO}_4$  بتقنية عالية في منطقة الشبيبة في جنوبي الأردن؛ حيث تبلغ كمية الإنتاج من حمض الفوسفوريك نحو 224 ألف طن سنويًا، وقُرابة 660 ألف طن متري من حمض الكبريتيك تُخزَّن في منشأة خاصة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعدُّ الشركة لبنة أساسية في بناء الاقتصاد الوطني؛ لما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.



أتحقق ص 46: أحسب كتلة حمض الكبريت (IV)  $H_2SO_3$  اللازمة لتحضير محلول منه حجمه

0.4 L ورقمه الهيدروجيني 2 علماً أن  $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$

$Mr = 82 \text{ g/mol}$



$$K_a = \frac{[HSO_3^-][H_3O^+]}{[H_2SO_3]}$$

$$[HCOO^-] = [H_3O^+]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم عن طريق الـ pH

$$[H_3O^+] = 10^{-2}$$

نعوض في قانون ثابت التأيّن لنحسب تركيز الحمض

$$K_a = \frac{[HSO_3^-][H_3O^+]}{[H_2SO_3]}$$

$$[H_2SO_3] = \frac{[HSO_3^-][H_3O^+]}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-2} \times 1 \times 10^{-2}}{1.3 \times 10^{-2}} = \frac{10 \times 10^{-4}}{13 \times 10^{-2}}$$

$$= \frac{100 \times 10^{-5}}{13 \times 10^{-2}} = 7.7 \times 10^{-3}$$

نحسب المولات عن طريق قانون التركيز المولاري

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow$$

$$n = M \times V = 7.7 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.4 \text{ L} = 3.1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mr} \Rightarrow$$

$$m = Mr \times n = 82 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 3.1 \times 10^{-3} \text{ mol} = 254.2 \times 10^{-3} \Rightarrow 0.25 \text{ g}$$

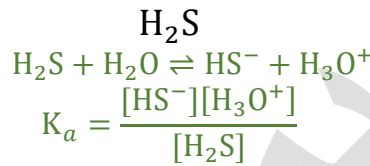
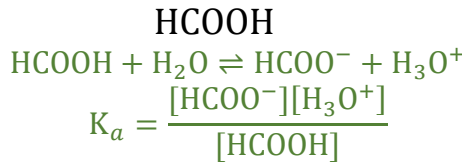
## تذكر علاقات سريعة:

- ثابت تأيّن الحمض وتركيز أيونات الهيدرونيوم [علاقة طردية]
- ثابت تأيّن الحمض والرقم الهيدروجيني [علاقة عكسية]
- كلما زاد ثابت تأيّن الحمض كلما كان الحمض أقوى وكانت القاعدة المرافقة له أضعف
- كلما قل الرقم الهيدروجيني أو زاد تركيز أيون الهيدرونيوم معناه الحمضية تزداد
- كلما قل تركيز أيون الهيدروكسيد معناه الحمضية تزداد
- إذا تشابه تركيز حمض قوي وضعيف فالرقم الهيدروجيني الأقل للأقوى

## تدريبات خارجية وكيماشيك: حسابات محاليل الحموض الضعيفة

✎ تدريب (1): اكتب تعابير ثابت التأيّن للحموض الآتية:

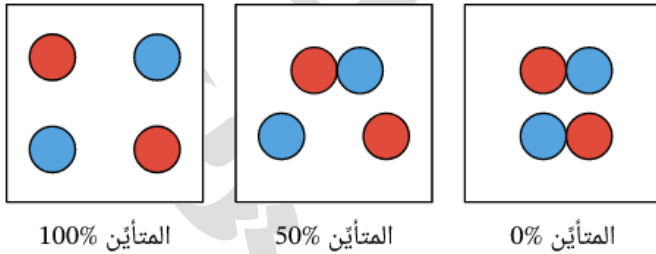
انتبه: أول ما تشوف كلمة ثابت تأيّن أو رمزه فهو بالتأكيد حمض ضعيف لأن تفاعل تأيّنه في الماء منعكس، نكتب معادلة تأيّنه في الماء لنكتب تعبير ثابت التأيّن بشكل صحيح، ونهتم بثابت التأيّن الأول في حال كان الحمض ثنائي أو ثلاثي البروتون



✎ تدريب (2) كيماشيك: أذيب g 0.46 من حمض HCOOH في 100 mL من الماء، فإن  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  في المحلول يساوي ..... إذا كانت نسبة تأيّن هذا الحمض 1% علماً أن (C=12, O=16, H=1)

$1 \times 10^{-4} \text{ M}$	-2	$4.6 \times 10^{-5} \text{ M}$	-1
$1 \times 10^{-3} \text{ M}$	-4	$1 \times 10^{-5} \text{ M}$	-3

الإجابة (4)



نسبة التأيّن للحمض يعني نسبة تركيز المتأين من الحمض إلى تركيز الحمض في المحلول، فالحمض القوي يتأين بنسبة 100% بينما الحموض الضعيفة تتأين بنسبة قليلة جداً، انظر الشكل المجاور لتفهم معنى نسبة التأيّن

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{0.46}{46} = 0.01 \text{ mol} \quad M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{0.1} = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{HCOOH}] = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1\% \times 0.1 = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

انتبه: نسبة تأين الحمض ليست ضمن منهاجنا، وتم ذكرها هنا لفرق الفرق بين تأين الحمض الكلي والجزئي، ولفهم هذا المصطلح لو واجهته في أسئلة خارجية متوسعة عن المنهاج

تدريب (3) كيماشيك: يلزم إذابة ... في الماء لتكوين محلول حجمه 100 mL من حمض

CH<sub>3</sub>COOH وله قيمة pOH = 10 ، علماً أن K<sub>a</sub> = 1 × 10<sup>-7</sup> (C=12, O=16, H=1)

0.4 g	-2	0.3 g	-1
0.6 g	-4	0.2 g	-3

الإجابة (4)

$$pH = 14 - 10 = 4$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4} M$$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \quad 1 \times 10^{-7} = \frac{1 \times 10^{-4} \times 1 \times 10^{-4}}{[CH_3COOH]}$$

$$[CH_3COOH] = 0.1 M \quad n = 0.1 \times 0.1 = 0.01 \text{ mol}$$

$$m = 0.01 \times 60 = 0.6 \text{ g}$$

تدريب (4) كيماشيك: إذا كان تركيز الحمض الضعيف الافتراضي HX يساوي 1 × 10<sup>-5</sup> M

فإن pH للمحلول ستكون تقريباً تساوي:

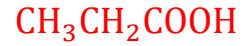
7	-2	8	-1
5	-4	6	-3

الإجابة (3)

احسب pH للمحلول على أساس أنه قوي ويتأين كلياً، ستكون مساوية لـ 5 لكن الحقيقة أنه ضعيف وتأينه جزئي لذا أيونات الهيدرونيوم أقل بكثير من هذا التركيز وبالتالي يرتفع الرقم الهيدروجيني، فنختار الأعلى من 5 وأقل من 7 وهو 6

## ورقة عمل: حسابات محاليل الحموض الضعيفة

تدريب (1): اكتب تعابير ثابت التأيّن للحموض الآتية:

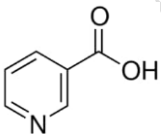


تدريب (2): إذا كان ثابت تأيّن حمض  $\text{HNO}_2$  يساوي  $4.5 \times 10^{-4}$ ، جد تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  علماً أن

$$\sqrt{4.05} = 2.01$$

تركيز الحمض  $0.9 \text{ M}$

تدريب (3): حمض النيكوتين  $\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$  الذي هو نفسه فيتامين B عبارة



عن حمض ضعيف بثابت تأيّن يساوي  $1.4 \times 10^{-5}$ ، احسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$

وقيمة pH علماً أن تركيز المحلول  $0.01 \text{ M}$   $\log 3.74 = 0.57$

تدريب (4): احسب قيمة ثابت التأيين لمحلول الحمض  $\text{HOCl}$  الذي تركيزه  $0.31 \text{ M}$  وتركيز  $\text{OCl}^-$  يساوي  $1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$

تدريب (5): تركيز محلول حمض  $\text{HCN}$   $0.001 \text{ M}$  وثابت تأينه  $6.2 \times 10^{-10}$ . احسب تركيز  $\text{OH}^-$  في المحلول

تدريب (6): الرقم الهيدروجيني لمحلول  $\text{HClO}$  تركيزه  $0.001 \text{ M}$  يساوي:

-1	3	-2	أكبر من 3
-3	أقل من 3	-4	1

تدريب (7): في محلول الحمض الضعيف  $\text{H}_2\text{S}$  الذي تركيزه  $1 \text{ M}$  يكون:

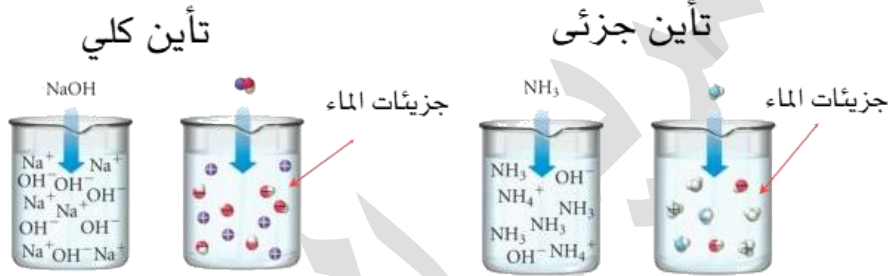
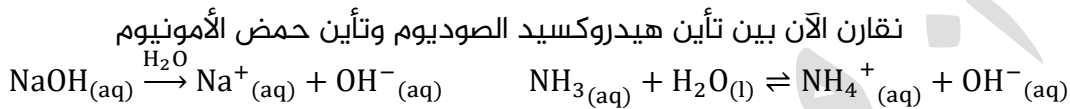
-1	$[\text{HS}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$	-2	$[\text{HS}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$
-3	$[\text{HS}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$	-4	$\text{pH} = 0$

## الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

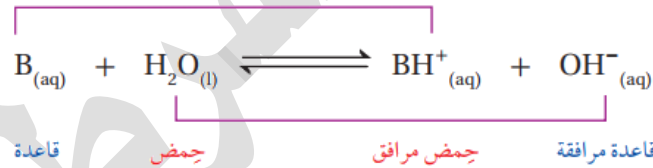
💡 **ضوء اللمبة:**

تعلمنا سابقاً أن القواعد الضعيفة تتأين جزئياً ويحدث في عملية ذوبانها في الماء اتزاناً ديناميكياً، ونعبر عن حالة الاتزان للقاعدة الضعيفة باستخدام ثابت تأين القاعدة  $K_b$  هذا الثابت هو المقياس الكمي لتأين القاعدة الضعيفة

📝 **تعزيز:** تعلمنا من خلال الدرس الثاني أن القاعدة القوية يتأين كلياً في الماء وتفاعله غير منعكس بينما القاعدة الضعيفة ستتأين جزئياً وتفاعله منعكس حيث تبقى منها جزيئات في الماء مع أيونات ناتجة من التأين



★ **المعادلة العامة لتأين القاعدة الضعيفة:**



💡 **فسر:** تركيز القاعدة الضعيفة عال مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه في الماء؟

جزيئات القاعدة غير المتأينة B في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة في نفس الوعاء، موضع الاتزان مزاح جهة اليسار (المتفاعلات) حيث أن الحمض المرافق  $\text{BH}^+$  أقوى من الحمض  $\text{H}_2\text{O}$ ، وبالتالي يمنح البروتون ويُعاد تكوين القاعدة B بصورة مستمرة فيزداد تركيزه، ونتذكر أن التفاعلات في المحوض والقواعد تسير من الأقوى إلى الأضعف تذكر: وموضع الاتزان جهة جزيئات القاعدة لأنها أضعف نسبياً [وتركيزها أعلى]

★ **نعبر عن تركيز الأيونات الناتجة إلى تركيز القاعدة من خلال ثابت تأين القاعدة**

💡 **ما المقصود بثابت تأين القاعدة؟**

هو ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة ويُرمز له بـ  $K_b$

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

ضو اللمبة: تعلمنا سابقاً أننا لا نكتب الماء في تعبير ثابت الاتزان

كيف يُعبر ثابت تأين القاعدة عن قوة القاعدة وقدرتها على التأيين؟

كلما ازدادت قيمة ثابت تأين القاعدة معناها زيادة في تركيز أيونات الهيدروكسيد  $OH^-$ .

وبالتالي زيادة في قوة القاعدة وقدرتها على التأيين

ماذا نستفيد من معرفة ثابت تأين القاعدة؟

- نقارن من خلاله قوة القواعد الضعيفة ببعضها
- نحسب من خلاله تركيز أيونات الهيدروكسيد  $OH^-$
- نحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة

## مقارنة قوة القواعد الضعيفة من خلال ثابت التأيين:

الجدول (9): قيم ثابت التأيين لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة  $25^\circ C$ .

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأين القاعدة $K_b$
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	$4.7 \times 10^{-4}$
ميثيل أمين	$CH_3NH_2$	$4.4 \times 10^{-4}$
أمونيا	$NH_3$	$1.8 \times 10^{-5}$
هيدرازين	$N_2H_4$	$1.7 \times 10^{-6}$
بيريدين	$C_5H_5N$	$1.4 \times 10^{-9}$
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	$2.4 \times 10^{-10}$

أتحقق ص 47: أدرس الجدول (9) ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

1- أرتق الملول الذي له أقل رقم هيدروجيني:  $NH_3$  أم  $C_5H_5N$  علماً لهما التركيز نفسه

أقل رقم هيدروجيني يعني قاعدية ضعيفة  $C_5H_5N$  لأن ثابت تأينه أقل

2- أحدد القاعدة الأقوى في الجدول

إيثيل أمين  $C_2H_5NH_2$

3- أحدد القاعدة التي يكون حمضها المرافق له أقل رقم هيدروجيني  $CH_3NH_2$  أم  $N_2H_4$

الأقل في الرقم الهيدروجيني أي الأقل قاعدية والأقل في  $[OH^-]$  وبالتالي الأقل في

قيمة ثابت التأيين وهو  $N_2H_4$

## حسابات محاليل القاعدة الضعيفة:

★ الحسابات التي سنتعلمها في محاليل القواعد الضعيفة:

5- حساب تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  من خلال معطيات تخص القاعدة نفسها: مثل: التركيز M أو

عدد المولات n أو كتلتها m والكتلة المولية Mr وحجم المحلول V، وثابت التأيين  $K_b$

6- حساب pH من خلال نفس المعطيات السابقة

7- حساب كمية القاعدة أو تركيزها من خلال معطيات: pH و  $K_b$  ومعطيات مساعدة

8- حساب ثابت التأيين  $K_b$ : من خلال معطيات: pH ومعطيات عن القاعدة كتركيز والخ

★ استراتيجيات الحل:

نفس استراتيجيات الحل في حسابات محاليل الحموض الضعيفة، بفارق أننا من أجل

حسابات الـ pH سنحسب أيونات الهيدرونيوم من خلال ثابت تأين الماء  $K_w$

## حساب تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول قاعدة ضعيفة:

مثال (20) ص 48: أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  في محلول الأمونيا  $\text{NH}_3$  الذي تركيزه 0.2 M علماً أن

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

عطول إذا شفت ثابت تأين القاعدة اعرف إنه قاعدة ضعيفة، ليش؟

لأنه القاعدة القوية مالهاش ثابت تأين، ليش؟ لأنه تفاعل القوية غير منعكس

المعادلة/التركيز	$\text{NH}_3(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	+	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$
عند البداية	0.2				0		0
التغير	-x				+x		+x
عند الاتزان	$0.2 - x \approx 0.2$				x		x
	$2 \times 10^{-1}$						

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 2 \times 10^{-1} = 3.6 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{3.6 \times 10^{-6}} = \sqrt{3.6} \times 10^{-3}$$

$$\sqrt{3.6} = \frac{\sqrt{36}}{\sqrt{10}}$$

$$\sqrt{36} = 6$$

$$\sqrt{10} = \frac{10 + 9}{2\sqrt{9}} = \frac{19}{6} = 3.2$$

# الموض والقواعد

الوحدة  
الأولى

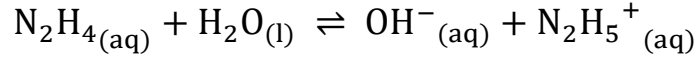
شرح + إجابات المناهج + وزارة + كيمياء

مدرسة الكيمياء، فيسبوك

$$\frac{\sqrt{36}}{\sqrt{10}} = \frac{6}{3.2} = \frac{60}{32} = 1.9$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{3.6 \times 10^{-3}} = 1.9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أتحقق ص 48: تتأين الهيدرازين  $\text{N}_2\text{H}_4$  ذات التركيز 0.04 M وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  في المحلول. علماً أن ثابت تأين الهيدرازين  $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

المعادلة/التركيز	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	+	$\text{N}_2\text{H}_5^+(\text{aq})$
عند البداية	0.04				0		0
التغير	-x				+x		+x
عند الاتزان	$0.04 - x \approx 0.04$ $4 \times 10^{-2}$				x		x

$$K_b = \frac{[\text{N}_2\text{H}_5^+][\text{OH}^-]}{[\text{N}_2\text{H}_4]}$$

$$1.7 \times 10^{-6} = \frac{x^2}{4 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-6} \times 4 \times 10^{-2} = 6.8 \times 10^{-8}$$

$$\sqrt{6.8} = \frac{\sqrt{68}}{\sqrt{10}}$$

$$\sqrt{6.8} = \frac{68 + 64}{2\sqrt{64}} = \frac{132}{16} = 8.3$$

$$\sqrt{10} = \frac{10 + 9}{2\sqrt{9}} = \frac{19}{6} = 3.2$$

$$\frac{\sqrt{68}}{\sqrt{10}} = \frac{8.3}{3.2} = \frac{83}{32} = 2.6$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{6.8 \times 10^{-8}} = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

حساب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول قاعدة ضعيفة:

مثال (21) ص 49: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول البيريدين  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  الذي تركيزه 2 M

$$\text{علماً أن } K_b = 1.4 \times 10^{-9} \text{ ، } \log 1.9 = 0.28$$

المعادلة/التركيز	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	+	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+(\text{aq})$
عند البداية	2				0		0
التغير	-x				+x		+x
عند الاتزان	$2 - x \approx 2$				x		x

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

$$1.4 \times 10^{-9} = \frac{x^2}{2}$$

$$x^2 = 1.4 \times 10^{-9} \times 2 = 2.8 \times 10^{-9} = 28 \times 10^{-10}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{28} \times \sqrt{10^{-10}} = \sqrt{28} \times 10^{-5}$$

$$\sqrt{28} = \frac{28 + 25}{2\sqrt{25}} = \frac{53}{10} = 5.3$$

$$x = [OH^-] = \sqrt{28} \times 10^{-5} = 5.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم من خلال ثابت تأين الماء

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.3 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{53 \times 10^{-6}} = 1.9 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.9 \times 10^{-10}) = 10 - \log 1.9 = 10 - 0.28 = 9.72$$

أتحقق ص 49: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا  $NH_3$  الذي تركيزه 0.02 M علماً

$$\log 1.66 = 0.22 \quad , \quad K_b = 1.8 \times 10^{-5} \quad \text{أن}$$

المعادلة/التركيز	$NH_3(aq)$	$+ H_2O(l)$	$\rightleftharpoons OH^-(aq) + NH_4^+(aq)$
عند البداية	0.02		0
التغير	-x		+x
عند الاتزان	$0.02 - x \approx 0.02$		x
	$2 \times 10^{-2}$		x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 2 \times 10^{-2} = 3.6 \times 10^{-7} = 36 \times 10^{-8}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{36} \times \sqrt{10^{-8}} = 6 \times 10^{-4}$$

$$x = [OH^-] = 6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم من خلال ثابت تأين الماء

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

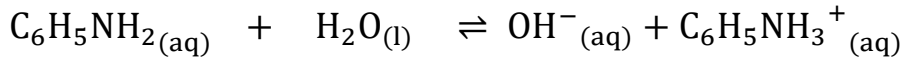
$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{6 \times 10^{-4}} = \frac{10 \times 10^{-15}}{6 \times 10^{-4}} = 1.66 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.66 \times 10^{-11}) = 11 - \log 1.66 = 11 - 0.22 = 10.78$$

## حساب كمية القاعدة أو ثابت التآين لمحلل القاعدة الضعيفة:

مثال (22) ص 50: الأنيلين قاعدة تستخدم في صناعة الأصباغ، تتآين في الماء كما في

المعادلة:



أحسب ثابت تآين الأنيلين لمحلل منها تركيزه 4 M يحتوي على أيونات  $\text{OH}^-$  تركيزها  $4.15 \times 10^{-5} \text{M}$

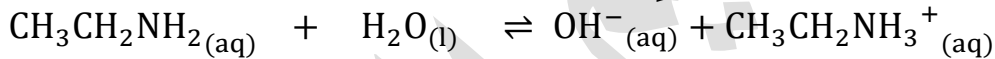
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]$$

نعوض في قانون ثابت التآين

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]} = \frac{4.15 \times 10^{-5} \times 4.15 \times 10^{-5}}{4} = 4.3 \times 10^{-10}$$

مثال (23) ص 50: تتآين القاعدة إيثيل أمين وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز القاعدة في محلل منها رقمه الهيدروجيني 10 علماً أن ثابت تآين القاعدة  $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

طريقة 1: نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم من الرقم الهيدروجيني، ثم نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد من خلال

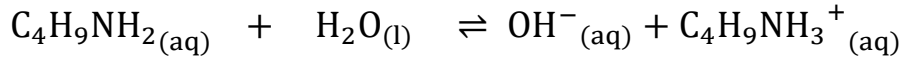
ثابت تآين الماء، نعوض في قانون ثابت تآين القاعدة لنجد تركيز القاعدة

طريقة 2: نحسب الرقم الهيدروكسيلي ومن خلاله نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد ونعوض مباشرة في قانون ثابت

تآين القاعدة

طريقة 1	طريقة 2
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10}$ $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$ $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4}$ $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2]}$ $[\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{K_b}$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{4.7 \times 10^{-4}} = \frac{1 \times 10^{-8}}{4.7 \times 10^{-4}}$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{100 \times 10^{-10}}{47 \times 10^{-5}} = 2.1 \times 10^{-5}$	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$ $\text{pOH} = 14 - 10 = 4$ $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$ $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2]}$ $[\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+]}{K_b}$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{4.7 \times 10^{-4}} = \frac{1 \times 10^{-8}}{4.7 \times 10^{-4}}$ $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2] = \frac{100 \times 10^{-10}}{47 \times 10^{-5}} = 2.1 \times 10^{-5}$

أتحقق ص 50: أحسب ثابت تأين القاعدة بيوتيل أمين  $C_4H_9NH_2$  التي تركيزها 0.4 M ورقمها الهيدروجيني يساوي 12



$$K_b = \frac{[OH^{-}][C_4H_9NH_3^{+}]}{[C_4H_9NH_2]}$$

$$[OH^{-}] = [C_6H_5NH_3^{+}]$$

نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد من خلال pOH

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 12 = 2$$

$$[OH^{-}] = 10^{-pOH}$$

$$[OH^{-}] = 10^{-2}$$

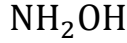
$$K_b = \frac{[OH^{-}][C_6H_5NH_3^{+}]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{10^{-2} \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}} = \frac{1 \times 10^{-4}}{4 \times 10^{-1}} = 0.25 \times 10^{-3} = 2.5 \times 10^{-4}$$

## تذكر علاقات سريعة:

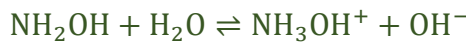
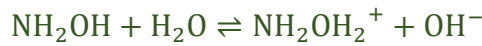
- ثابت تأين القاعدة وتركيز أيونات الهيدروكسيد [علاقة طردية]
- ثابت تأين القاعدة والرقم الهيدروكسيلي [علاقة عكسية]
- ثابت تأين القاعدة والرقم الهيدروجيني [علاقة طردية]
- كلما زاد ثابت تأين القاعدة كلما كانت أقوى وكان الحمض المرافق لها أضعف
- كلما زاد الرقم الهيدروجيني معناه تزداد القاعدية
- كلما زاد تركيز أيون الهيدروكسيد معناه تزداد القاعدية
- إذا تشابه تركيز قاعدة قوية وضعيفة فإن الرقم الهيدروجيني للقوية أكبر

## تدريبات خارجية وكيماشيك: حسابات محاليل القواعد الضعيفة

تدريب (1) كيماشيك: اكتب معادلات تأين القواعد الآتية:



هيدروكسيل أمين له متصاوغان في التأين أكثرها استقراراً هو البروتون المتصل بالنيتروجين لأن لديه زوج إلكترونات غير رابط واحد يستطيع منحه بشكل أسهل من الأكسجين لأن السالبة الكهربائية للنيتروجين أقل



ثلاثي ميثيل أمين، سيرتبط البروتون بالنيتروجين، إما نضع الشحنة فوق البروتون أو على كل المركب



تدريب (2): وُجد أن الرقم الهيدروجيني لقاعدة ضعيفة مجهولة يساوي 9، فإذا علمت أن تركيزها يساوي 0.23 M عيّن تلك القاعدة بالرجوع إلى الجدول المجاور

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأين القاعدة $K_b$
إيثيل أمين	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$4.7 \times 10^{-4}$
ميثيل أمين	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	$4.4 \times 10^{-4}$
أمونيا	$\text{NH}_3$	$1.8 \times 10^{-5}$
هيدرازين	$\text{N}_2\text{H}_4$	$1.7 \times 10^{-6}$
بيريدين	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1.4 \times 10^{-9}$
أنيلين	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4.3 \times 10^{-10}$

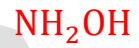
نفترض الرمز B على أساس القاعدة الضعيفة

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 9 \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-9}\text{M} \\ [\text{OH}^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}\text{M} \\ K_b &= \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{0.23} = 4.3 \times 10^{-10} \end{aligned}$$

القاعدة هي الأنيلين

## ورقة عمل: حسابات محاليل القواعد الضعيفة

تدريب (1): اكتب تعابير ثابت التأيّن للقواعد الآتية:



تدريب (2): إذا كانت قيمة  $\text{pOH} = 4$  لمحلول القاعدة الضعيفة B، جد تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  ثم

تركيز B علماً أن ثابت تأيّن القاعدة يساوي  $4 \times 10^{-5}$

تدريب (3): احسب ثابت التأيين لمحلول الأمونيا  $\text{NH}_3$  الذي تركيزه  $0.1 \text{ M}$ ، وقيمة  $\text{pOH} = 2.87$   
 $\log 7.4 = 0.87$

تدريب (4): محلول من ميثيل أمين  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  قيمة ( $\text{pH} = 10.45$ ) احسب التركيز الابتدائي لميثيل أمين في المحلول ( $K_b = 6.4 \times 10^{-4}$ )  
 $\log 3.5 = 0.55$

تدريب (5): كم كتلة الهيدرازين  $\text{N}_2\text{H}_4$  يلزم لتحضير محلول حجمه  $2 \text{ L}$  و  $\text{pH}$  يساوي  $10.8$  علماً أن: ( $K_b = 1.3 \times 10^{-6}$ ) و  $\text{Mr} = 32 \text{ g/mol}$   
 $\log 1.6 = 0.2$

## مراجعة الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة

💡 **السؤال الأول:** أوضح العلاقة بين ثابت تأين الحمض الضعيف ورقمه الهيدروجيني كلما زاد ثابت تأين الحمض الضعيف معناه تركيز أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$  أكبر فالرقم الهيدروجيني أقل، إذًا العلاقة عكسية

💡 **السؤال الثاني:** أحسب تركيز  $H_3O^+$  و  $OH^-$  في كل من المحاليل الآتية:

أ- محلول  $HNO_2$  تركيزه 0.02 M

من الجدول (8) ص 42: ثابت تأين حمض النيتروجين (III) يساوي  $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

المعادلة/التركيز	$HNO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$		
عند البداية	0.02	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.02 - x \approx 0.02$ $2 \times 10^{-2}$	x	x

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
$K_a = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$ $4.5 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-2}}$ $x^2 = 4.5 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-2}$ $x^2 = 9 \times 10^{-6}$ $\sqrt{x^2} = \sqrt{9 \times 10^{-6}} = 3 \times 10^{-3}$ $x = [H_3O^+] = 3 \times 10^{-3} M$	$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-3}}$ $= \frac{10 \times 10^{-15}}{3 \times 10^{-3}}$ $= 3.3 \times 10^{-12}$

ب- محلول  $NH_3$  تركيزه 0.01 M

من الجدول (9) ص 47: ثابت تأين الأمونيا يساوي  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

المعادلة/التركيز	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(aq) + NH_4^+(aq)$		
عند البداية	0.01	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.01 - x \approx 0.01$ $1 \times 10^{-2}$	x	x

$[\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$
$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$ $1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1 \times 10^{-2}}$ $x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-2}$ $x^2 = 1.8 \times 10^{-7} = 18 \times 10^{-8}$ $\sqrt{x^2} = \sqrt{18} \times \sqrt{10^{-8}} = \sqrt{18} \times 10^{-4}$ $\sqrt{18} = \frac{18 + 16}{2\sqrt{16}} = \frac{34}{8} = 4.25$ $x = [\text{OH}^-] = \sqrt{18} \times 10^{-4}$ $= 4.3 \times 10^{-4} \text{ M}$	$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.3 \times 10^{-4}}$ $= \frac{100 \times 10^{-16}}{43 \times 10^{-5}}$ $= 2.3 \times 10^{-11}$

**السؤال الثالث:** أفسر: بزيادة ثابت التأيين يزداد تركيز  $\text{OH}^-$  في محلول القاعدة الضعيفة  
ازدياد قيمة ثابت تأين القاعدة معناه ازدياد قدرته على التأيين أي يقل تركيز جزيئات القاعدة  
في المتفاعلات ويزداد تركيز الأيونات الناتجة منها، أي يزداد تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  في النواتج

**السؤال الرابع:** يبين الجدول المجاور قيم ثابت تأين عدد من الحموض الضعيفة. أدرس هذه  
القيم، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

$K_a$	الحمض
$6.3 \times 10^{-5}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
$4.5 \times 10^{-4}$	$\text{HNO}_2$
$1.7 \times 10^{-5}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$
$4.9 \times 10^{-10}$	$\text{HCN}$

أ- أكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH  
القاعدة التي لها أعلى pH أي صفاتها القاعدية أقوى  
وبالتالي سيكون حمضها هو الأضعف  
الحمض الأضعف هو الأقل ثابت تأين:  $\text{HCN}$   
قاعدته المرافقة هي:  $\text{CN}^-$

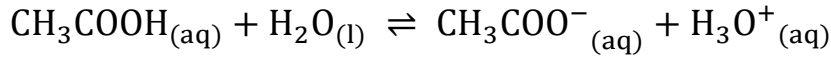
ب- أحدد أي محلول الحموض له أقل رقم هيدروجيني  $\text{HNO}_2$  أم  $\text{HCN}$   
أقل رقم هيدروجيني يعني أكثر في تركيز أيونات الهيدرونيوم، أي أنه أقوى كحمض من  
ناحية القدرة على التأيين وبالتالي له أعلى ثابت تأين وهو  $\text{HNO}_2$

ج- أستنتج الحمض الذي يكون تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيه أقل ما يمكن  
تركيز أيونات الهيدرونيوم هو الأقل معناه الأقل في ثابت التأيين وهو  $\text{HCN}$

د- أتوقع الحمض الذي يحتوي محلوله على أقل تركيز من أيونات  $\text{OH}^-$   
أقل تركيز من أيون الهيدروكسيد يعني أعلى تركيز من أيون الهيدرونيوم وبالتالي أعلى  
في ثابت التأيين وهو  $\text{HNO}_2$

هـ- أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول  $\text{CH}_3\text{COOH}$  حُضّر بإذابة 12 g منه في 400 mL من الماء. علماً أن الكتلة المولية للحمض = 60 g/mol و  $\log 2.9 = 0.46$

قيمة ثابت التأيّن من الجدول:  $K = 1.7 \times 10^{-5}$



لحساب الرقم الهيدروجيني نحتاج تركيز أيونات الهيدرونيوم، وتركيز الحمض نحسب تركيز الحمض من المعطيات في السؤال ونحسب تركيز الأيونات من ثابت التأيّن

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{12}{60} = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.4} = \frac{1}{2} = 0.5 = 5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

نرسم جدول تقدم التفاعل

المعادلة/التركيز	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$		
عند البداية	0.5	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	$0.5 - x \approx 0.5$ $5 \times 10^{-1}$	x	x

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{5 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-5} \times 5 \times 10^{-1}$$

$$x^2 = 8.5 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{8.5 \times 10^{-6}} = \sqrt{8.5} \times 10^{-3}$$

$$\sqrt{8.5} = \frac{\sqrt{85}}{\sqrt{10}}$$

$$\sqrt{85} = \frac{85 + 81}{2\sqrt{81}} = \frac{166}{18} = 9.2$$

$$\sqrt{10} = \frac{10 + 9}{2\sqrt{9}} = \frac{19}{6} = 3.2$$

$$\frac{\sqrt{85}}{\sqrt{10}} = \frac{9.2}{3.2} = \frac{92}{32} = 2.9$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{8.5} \times 10^{-3}$$

$$= 2.9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= -\log(2.9 \times 10^{-3})$$

$$= 3 - \log 2.9$$

$$= 3 - 0.46 = 2.54$$

**السؤال الخامس:** يبين الجدول قيم  $K_b$  لعدد من القواعد الضعيفة، أدرسها، ثم أجب عن

$K_b$	القاعدة
$4.4 \times 10^{-4}$	$\text{CH}_3\text{NH}_2$
$1.8 \times 10^{-5}$	$\text{NH}_3$
$1.7 \times 10^{-6}$	$\text{N}_2\text{H}_4$
$1.4 \times 10^{-9}$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

الأسئلة الآتية:

أ- أكتب صيغة الحمض المرافق التي له أقل قيمة pH

أقل pH معناه أقوى حمض مرافق، وبالتالي أضعف قاعدة،

الأضعف كقاعدة يعني أقل ثابت تأين وهو  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

صيغة حمضه المرافق:  $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$

ب- أعدد أي القواعد يحتوي محلولها على أقل تركيز من  $\text{H}_3\text{O}^+$

أقل تركيز من أيون الهيدرونيوم معناه أعلى تركيز من أيون الهيدروكسيد، فهو أقوى

قاعدة وأعلى ثابت تأين وهو:  $\text{CH}_3\text{NH}_2$

ج- أستنتج أي القواعد أكثر تأيئاً في الماء

هو الأعلى في ثابت التأيين وهو:  $\text{CH}_3\text{NH}_2$

د- أكمل المعادلة الآتية، ثم أعيّن الزوجين المترافقين:



الأمونيا تسلك سلوك القاعدة تستقبل بروتون، والآخر يسلك سلوك الحمض يمنحه



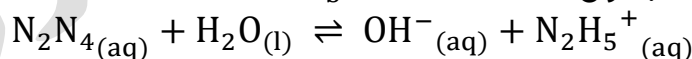
الأزواج المترافقة:  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  و  $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$

هـ- أحسب كتلة القاعدة  $\text{N}_2\text{H}_4$  اللازم إضافتها إلى 400 mL من الماء لتحضير محلول منها

رقمه الهيدروجيني يساوي 9.4

علماً أن الكتلة المولية للقاعدة = 32 g/mol و  $\log 3.9 = 0.6$

قيمة ثابت التأيين من الجدول:  $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$



لحساب الكتلة يلزمنا عدد المولات ونحسبه من تركيز القاعدة، تركيز القاعدة من قانون ثابت التأيين،

باستخدام الرقم الهيدروجيني نحسب الرقم الهيدروكسيلي ثم تركيز  $\text{OH}^-$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 9.4 = 4.6$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4.6} = 10^{(-4.6+5)-5} = 10^{0.4} \times 10^{-5} =$$

معطيات السؤال لا تكفي للحل باستخدام هذه الطريقة، وبالتالي نستمر باستخدام الرقم الهيدروجيني

وحساب تركيز أيونات الهيدرونيوم ثم تركيز أيونات الهيدروكسيد باستخدام ثابت تأين الماء

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9.4} = 10^{(-9.4+10)-10} = 10^{0.6} \times 10^{-10} = 3.9 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_W}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.9 \times 10^{-10}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{39 \times 10^{-11}} = 2.6 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{N}_2\text{H}_5^+]}{[\text{N}_2\text{H}_4]} \Rightarrow [\text{N}_2\text{H}_4] = \frac{[\text{OH}^-][\text{N}_2\text{H}_5^+]}{K_b}$$

$$[\text{N}_2\text{H}_4] = \frac{2.6 \times 10^{-5} \times 2.6 \times 10^{-5}}{1.7 \times 10^{-6}} = \frac{6.8 \times 10^{-10}}{1.7 \times 10^{-6}} = 4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

نحسب المولات عن طريق قانون التركيز المولاري

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow$$

$$n = M \times V = 4 \times 10^{-4} \times 0.4 = 1.6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

نحسب الكتلة عن طريق قانون الكتلة المولية

$$n = \frac{m}{M_r} \Rightarrow$$

$$m = M_r \times n = 32 \times 1.6 \times 10^{-4} = 51.2 \times 10^{-4} \Rightarrow 0.005 \text{ g}$$

## الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة

### تعريفات الدرس الرابع

- **الأملاح:** مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة
- **التميّه:** تفاعل أيونات الملح مع الماء، وإنتاج أيونات  $H_3O^+$  أو  $OH^-$
- **الذوبان:** ذوبان الملح في الماء وتفككه إلى أيونات سالبة وموجبة وتنتشر بين جزيئات الماء دون أن يتفاعل معها
- **الأيون المشترك:** أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها)
- **المحاليل المنظمة:** محاليل تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها

### خصائص محاليل الأملاح: أهميتها وأنواعها

#### ما المقصود بالأملاح؟

مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة

#### كيف يحصل جسم الإنسان على الأملاح؟

عن طريق الغذاء والماء

#### للأملاح دور مهم في حياة الإنسان، وضح ذلك

- 1- لها دور مهم في تنظيم الكثير من العمليات الحيوية التي تحدث في الجسم:
  - أ- أملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان
  - ب- أملاح الصوديوم تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها
  - ت- أملاح البوتاسيوم تساعد على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم

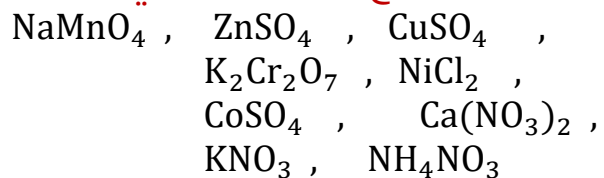


2- لها دور مهم في الصناعة:

أ- الأدوية

ب- مستحضرات التجميل

#### أمثلة على الأملاح المستخدمة في الصناعة:



تتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك في الماء، وسنفترض في دراستنا أنها تتفكك

كلياً في الماء إلى أيونات سالبة وموجبة (نرسم سهم واحد في معادلة تفكك الملح)



قد تتفاعل الأيونات مع الماء وقد لا تتفاعل، فإذا تفاعلت سنسمي تلك العملية بالتميّه

وإذا لم تتفاعل فسنعتبر العملية مجرد ذوبان

ما المقصود بالتميّه؟

تفاعل أيونات الملح مع الماء، وإنتاج أيونات  $H_3O^+$  أو  $OH^-$

أتحقق ص 54: (1) أوضح الفرق بين الذوبان والتميّه

ذوبان الملح هو تفككه في الماء إلى أيونات سالبة وموجبة وانتشاره بين جزيئات الماء

دون أن يتفاعل معها، فيبقى المحلول متعادلاً و  $pH = 7$ ، مثال: كلوريد الصوديوم NaCl

بينما التميّه معناه تفكك الملح إلى أيوناته ثم تتفاعل تلك الأيونات مع الماء بإنتاج

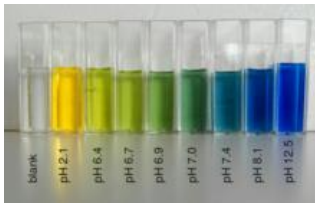
أيونات  $H_3O^+$  أو  $OH^-$

فإذا أنتجت  $H_3O^+$  فالمحلول حمضي و  $pH$  أقل من 7، مثال: كلوريد الأمونيوم  $NH_4Cl$

وإذا أنتجت  $OH^-$  فالمحلول قاعدي و  $pH$  أكبر من 7، مثال: فلوريد البوتاسيوم KF

حدّد لون كاشف برومو ثيمول الأزرق في محاليل الأملاح الثلاثة، وفسّر ذلك

إذا علمت أن تدرج ألوانه حسب الرقم الهيدروجيني من أصفر- أخضر- أزرق كما في الشكل



لون الكاشف في محلول NaCl أخضر اللون لأنه محلول متعادل، تكون من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية

لون الكاشف في محلول  $NH_4Cl$  أصفر اللون لأنه محلول حمضي، تكون من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة

لون الكاشف في محلول KF أزرق اللون لأنه محلول قاعدي، تكون من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية

تختلف طبيعة الملح وسلوكه في الماء تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة

وقدرتها على التفاعل مع الماء إلى ثلاثة أنواع:

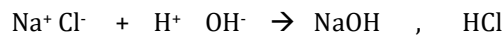
1- أملاح متعادلة 2- أملاح حمضية 3- أملاح قاعدية

وقد درسنا سابقاً أن مفهوم أرهينيوس فشل في تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي للأملاح، فجاء مفهوم برونستد-لوري وفسر سلوك كثير من الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح تبعاً لقدرة أيوناتها على منح البروتون أو استقباله في التفاعل

**تعزيز:** قبل نبدأ.. خلنا نشوف أصل الأملاح:

الملح عبارة عن طرف موجب وطرف سالب، الطرف الموجب هو أيون القاعدة الموجب، والطرف السالب أيون الحمض السالب، لمعرفة صيغ الحمض والقاعدة: نضيف الماء للملح، يتكون الماء من أيون الهيدروجين الموجب وأيون الهيدروكسيد السالب، نعمل عملية استبدال مكان الأيونات لتتعرف على الحمض والقاعدة المكونان للملح

مثال: كلوريد الصوديوم + الماء



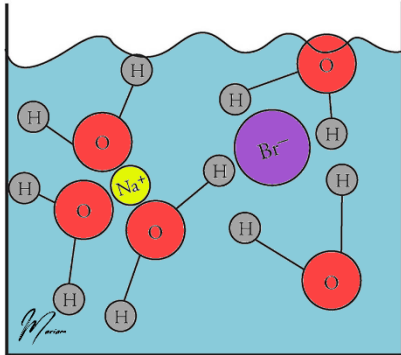
**قارن بين الأملاح المتعادلة والحمضية والقاعدية**

نوع المحلول الملحي	تعريفه أو كيف ينتج؟	هل يتفاعل مع الماء، هل يتميه؟	pH	مثال
متعادل	ينتج الملح المتعادل عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية	الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة فلا تستقبل بروتون من الماء أي لا تتفاعل القاعدة القوية يكون أيونها الموجب ضعيفاً فلا يتفاعل مع الماء ويبقى تركيز أيونات $\text{OH}^-$ و $\text{H}_3\text{O}^+$ على حالها	7	<p>NaCl يتكون من تفاعل <math>\text{NaOH} + \text{HCl}</math></p> <p>NaBr يتكون من تفاعل <math>\text{NaOH} + \text{HBr}</math></p> <p>KCl يتكون من تفاعل <math>\text{KOH} + \text{HCl}</math></p>
حمضي	ينتج الملح الحمضي من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة	الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة فلا تستقبل بروتون من الماء أي لا تتفاعل القاعدة الضعيفة يكون حمضها المرافق قوياً فيمنح بروتونه إلى الماء يعني يتفاعل منتجاً أيون $\text{H}_3\text{O}^+$ وبذلك يزداد تركيز أيونات $\text{H}_3\text{O}^+$ ويقل الرقم الهيدروجيني فيكون المحلول حمضياً	أقل من 7	<p><math>\text{NH}_4\text{Cl}</math> يتكون من تفاعل <math>\text{NH}_3 + \text{HCl}</math></p> <p><math>\text{Al}(\text{NO}_3)_3</math> يتكون من تفاعل <math>\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3</math></p> <p><math>\text{NH}_4\text{NO}_3</math> يتكون من تفاعل <math>\text{NH}_3 + \text{HNO}_3</math></p>

<p>CH<sub>3</sub>COONa يتكون من تفاعل NaOH + CH<sub>3</sub>COOH</p> <p>NaF يتكون من تفاعل NaOH + HF</p> <p>KNO<sub>2</sub> يتكون من تفاعل KOH + HNO<sub>2</sub></p>	<p>أكبر من 7</p>	<p>القاعدة القوية يكون أيونها الموجب ضعيفاً فلا يتفاعل مع الماء الحمض الضعيف تكون قاعدته المرافقة قوية تستقبل البروتون من الماء أي يتفاعل منتجة أيون OH<sup>-</sup> وبذلك يزداد تركيز أيونات OH<sup>-</sup> ويرتفع الرقم الهيدروجيني فيكون المحلول قاعدياً</p>	<p>ينتج الملح القاعدي من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف</p>	<p>قاعدي</p>
---	--------------------------	--	---	--------------

الجدول (10): سلوك الملح تبعاً لمصدر أيوناته.

تأثير محلول الملح	مصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة	حمض قوي
متعادل	قاعدة قوية	حمض قوي
حمضي	قاعدة ضعيفة	حمض قوي
قاعدي	قاعدة قوية	حمض ضعيف

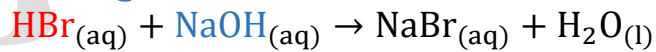


❓ **فسر سلوك محلول ملح NaBr المتعادل** [مثال ص 53]

ينتج هذا الملح من تفاعل قاعدة قوية هيدروكسيد

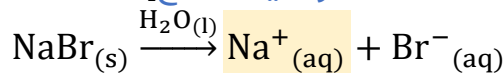
الصوديوم NaOH وحمض قوي حمض الهيدروبروميك HBr

من خلال المعادلة الآتية [معادلة تكوين الملح]:



وهذا الملح الأيوني منتشر بين جزيئات الماء على شكل أيونات

سالبة Br<sup>-</sup> وموجبة Na<sup>+</sup> [معادلة تفكك أو تأين الملح]:



حمض HBr قوي عندما يتأين في الماء تكون قاعدته المرافقة Br<sup>-</sup> ضعيفة فلا تستقبل

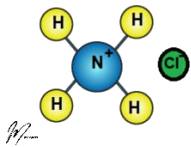
البروتون في المحلول وبالتالي لا يتفاعل مع الماء ولا يؤثر في تركيز أيونات OH<sup>-</sup> و H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

والقاعدة القوية NaOH عندما تتفكك في الماء يكون أيونها الموجب Na<sup>+</sup> ضعيفاً ولا

يستطيع التفاعل مع الماء وبالتالي لا يؤثر في تركيز أيونات OH<sup>-</sup> و H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

فيبقى تركيز أيونات OH<sup>-</sup> و H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> يبقى ثابتاً في المحلول ونعتبر المحلول متعادلاً pH=7

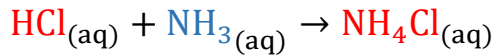
ونقول لا يوجد معادلة تميّه لهذا الملح، لأن أيوناته لا تتفاعل



❓ **فسر سلوك محلول ملح  $\text{NH}_4\text{Cl}$  الحمضي** [مثال ص 53]

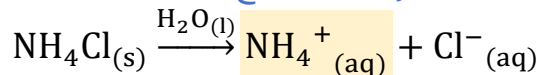
ينتج هذا الملح من تفاعل قاعدة ضعيفة الأمونيا  $\text{NH}_3$  وحمض قوي حمض

الهيدروكلوريك  $\text{HCl}$  من خلال المعادلة الآتية [معادلة تكوين الملح]:



هذا الملح الأيوني منتشر بين جزيئات الماء على شكل أيونات سالبة  $\text{Cl}^-$  وموجبة  $\text{NH}_4^+$  من

خلال المعادلة الآتية [معادلة تفكك أو تأين الملح]:



حمض  $\text{HCl}$  قوي عندما يتأين في الماء تكون قاعدته المرافقة  $\text{Cl}^-$  ضعيفة فلا تستقبل البروتون في المحلول وبالتالي لا تتفاعل مع الماء ولا تؤثر في تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  و  $\text{H}_3\text{O}^+$

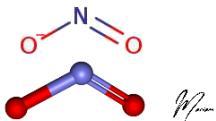
أما القاعدة الضعيفة  $\text{NH}_3$  عندما تتأين في الماء يكون حمضها المرافق  $\text{NH}_4^+$  قوياً وبالتالي يمنح  $\text{NH}_4^+$  بروتونه في المحلول أي يتفاعل مع جزيئات الماء ويؤثر في تركيز

أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  من خلال المعادلة الآتية [معادلة تميح الملح]:



فيزداد تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  ونعتبر المحلول حمضياً،  $\text{pH} < 7$  ونقول عنه يتميه

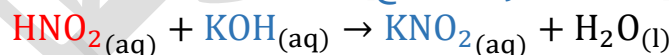
📝 **فسر سلوك محلول ملح  $\text{KNO}_2$  القاعدي** [مثال ص 54]



ينتج هذا الملح من تفاعل قاعدة قوية هيدروكسيد البوتاسيوم

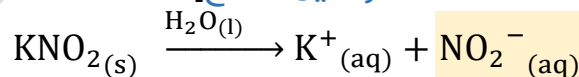
$\text{KOH}$  وحمض ضعيف وهو حمض النيتروجين (III)  $\text{HNO}_2$  من

خلال المعادلة الآتية [معادلة تكوين الملح]:



وهذا الملح الأيوني منتشر بين جزيئات الماء على شكل أيونات سالبة  $\text{NO}_2^-$  وموجبة  $\text{K}^+$

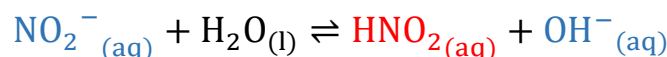
من خلال المعادلة الآتية [معادلة تفكك أو تأين الملح]:



القاعدة القوية  $\text{KOH}$  عندما تتأين في الماء يكون أيونها الموجب  $\text{K}^+$  ضعيفاً لا يتفاعل مع الماء ولا يؤثر، بينما حمض  $\text{HNO}_2$  ضعيف عندما يتأين في الماء تكون قاعدته المرافقة أيون

النيتريت  $\text{NO}_2^-$  قاعدة قوية تستقبل البروتون في المحلول من خلال المعادلة الآتية


[معادلة تميح الملح]:



الملح يتفاعل مع الماء ويؤثر في تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  والمحلول قاعدي،  $\text{pH} > 7$  أي أنه يتميه

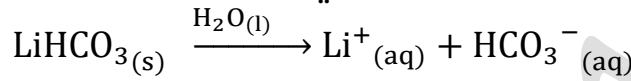
تعزيز: 

أيون الأمونيوم  $NH_4^+$  في مركبات الأملاح هو الحمض المرافق للقاعدة  $NH_3$  ومثله الأمينات إذا كونت الأملاح الحمضية، فملح  $CH_3NH_3Cl$  طرفه الموجب هو  $CH_3NH_3^+$  وهو الحمض المرافق للقاعدة  $CH_3NH_2$  ولنعيد تلك الأيونات لأصلها القاعدي فإننا نحذف البروتون

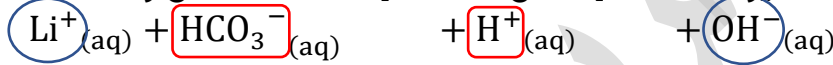
**أفكر ص 54:** ما الحمض والقاعدة اللذان ينتج عن تفاعلها ملح كربونات الليثيوم 

الهيدروجينية  $LiHCO_3$ ؟


هذا الملح يتفكك إلى أيوناته بالشكل التالي:



نضيف لكل منهما أيونات الماء [عكس الشحنة] لنحدد الحمض والقاعدة المكونة للملح




القاعدة: هيدروكسيد الليثيوم  $LiOH$  الحمض: حمض الكربونيك  $H_2CO_3$

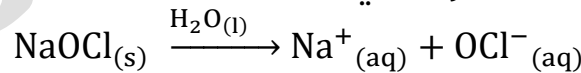
**أتحقق ص 54: (2)** أحدد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية: 



اسم الملح	$KNO_3$	$NaOCl$	$CH_3NH_3Cl$	$N_2H_5NO_3$
حمضه وقاعدته	$HNO_3$ $KOH$	$HOCl$ $NaOH$	$HCl$ $CH_3NH_2$	$HNO_3$ $N_2H_4$
المكونان له				
سلوكه	متعادل	قاعدي	حمضي	حمضي

**أتحقق ص 54: (3)** أفسر التأثير القاعدي لمحلول الملح  $NaOCl$  

يتفكك الملح في الماء على النحو التالي:



الحمض والقاعدة المكونان له هما: القاعدة القوية  $NaOH$  التي أيونها الموجب  $Na^+$

ضعيف لن يتفاعل مع الماء، والمكون الثاني هو حمض  $HOCl$  وهو ضعيف، قاعدته المرافقة قوية وهي أيون  $OCl^-$  ستتفاعل مع الماء وتستقبل البروتون فينتج أيون الهيدروكسيد ليرتفع بذلك التركيز القاعدي في المحلول.

## تعريفات:

- الأيون الموجب في الملح إذا كان من المجموعة الأولى أو المجموعة الثانية فإنه لا يتفاعل مع الماء  $Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba$
- الأيون السالب في الملح إذا كان من المجموعة السابعة ما عدا الفلور، فإنه لا يتفاعل مع الماء  $Cl, Br, I$
- المجموعات الأيونية التالية إذا كانت في الملح فهي لا تتفاعل مع الماء  $NO_3, SO_4, ClO_4, ClO_3$
- نقارن بين قوة الأملاح بدون بيانات من تركيز أو رقم هيدروجيني، حسب نوعه والمكوّن الأقوى له، فالمح القاعدي الأقوى هو الذي له رقم هيدروجيني أعلى، والقاعدة التي كونته تكون الأقوى، مثلا قواعد المجموعة الأولى أقوى من الثانية، وكلما نزلنا بالمجموعة إلى أسفل ازدادت القاعدية، ملح  $KF$  أقوى كقاعدية من ملح  $NaF$
- أما الأملاح الحمضية، فالأقوى بين الحموض هو  $HClO_4$  ، وعند المقارنة بين الحموض القوية من المجموعة السابعة، فكلما نزلنا لأسفل ازدادت قوة الحمض،  $HBr$  أقوى من  $HCl$  وبالتالي  $NH_4Br$  أقوى كحمضية من  $NH_4Cl$
- نفرق بين الحموضة ودرجة الحموضة، فالحموضة معناها تركيز أيونات الهيدرونيوم، ودرجة الحموضة معناها الرقم الهيدروجيني
- إذا قارنا بين قوة الأملاح الحمضية أو القاعدية متساوية التركيز فإننا ننظر إلى قيمة رقمها الهيدروجيني فالمح الحمضي الأقل هو الأقوى حمضية، والملح القاعدي الأكبر هو الأقوى قاعدية
- تذكر: معادلات التمييه بسهمين
- تذكر: معادلات تفكك الملح بشكل كلي (سهم واحد)
- إذا رتبنا القواعد أو الحموض متساوية التركيز حسب زيادة الرقم الهيدروجيني فأملحها تكون على نفس الترتيب
- عند المقارنة بين تمييه الأملاح، الملح الأعلى قدرة على التمييه  $\Rightarrow$  يكون حمضه الضعيف أو قاعدته الضعيفة هو/هي الأضعف

### • ترتيب المحاليل المختلفة من ناحية الرقم الهيدروجيني

قاعدة قوية	قاعدة ضعيفة	ملح قاعدي	متعادل	ملح حمضي	حمض ضعيف	حمض قوي
13	12	11	7	6	5	4

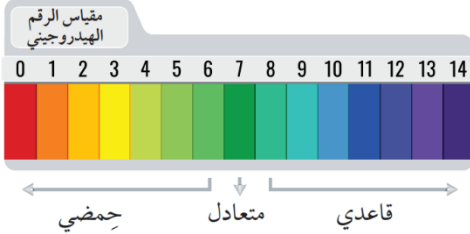
pH 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

## التجربة 3: تميه الأملاح

1- أملاح: كلوريد الصوديوم NaCl، كلوريد الأمونيوم NH<sub>4</sub>Cl، كربونات الصوديوم CH<sub>3</sub>COONa، هيدروجينية NaHCO<sub>3</sub>، إيثانات الصوديوم CH<sub>3</sub>COONa

2- محلول الكاشف العام

الخطوات:



1- يوزن 3 g من كل ملح ويوضع في 20 mL من الماء المقطر ويحرك

2- باستخدام القطارة يُضاف محلول الكاشف العام ويسجل لون المحلول

التحليل والاستنتاج:

1- أصف ألوان المحاليل في التجربة بعد إضافة الكاشف لكل منها

CH <sub>3</sub> COONa	NaHCO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	NaCl
أزرق	أزرق	أصفر	أخضر



NH<sub>4</sub>Cl



NaCl



CH<sub>3</sub>COONa



NaHCO<sub>3</sub>

2- أفسر تشابه لون محلول كلوريد الصوديوم بعد إضافة الكاشف إليه ولون محلول الكاشف في الماء المقطر

لأن كليهما متعادل والرقم الهيدروجيني = 7

3- أصف محاليل الأملاح في التجربة إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة

CH <sub>3</sub> COONa	NaHCO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	NaCl
قاعدي	قاعدي	حمضي	متعادل

4- أتوقع قيمة pH لكل محلول بالتجربة بالاعتماد على الألوان المعيارية للكاشف العام

في المحاليل المختلفة [الإجابات حسب الوزارة]

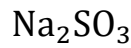
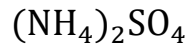
CH <sub>3</sub> COONa	NaHCO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	NaCl
9-10	9-10	3-4	7

5- أكتب معادلة كيميائية أفسر بواسطتها السلوك الحمضي أو القاعدي لكل محلول

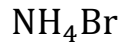
ارجع إلى الدوسية ص 179 وطبق نفس المعادلات مع تغيير الملح وأيوناته

## ورقة عمل: التمييه وخصائص الأملاح

✍ تدريب (1): اكتب معادلات موزونة لتأين الأملاح الآتية في الماء ثم عيّن الأيون الذي يتميه  
مساعدة: انتبه لمولات كل أيون عند تفكيك الملح



✍ تدريب (2): ما الحمض والقاعدة المكونان للأملاح الآتية؟ مع تحديد طبيعة الملح

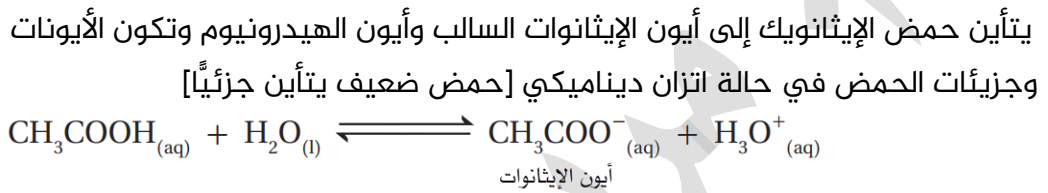


## تأثير الأيون المشترك Common Ion Effect

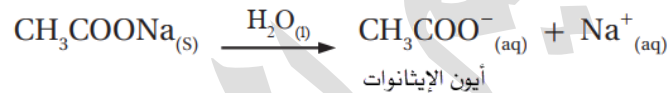
تعزيز: تعلمنا سابقاً أن التفاعل المنعكس يصل إلى مرحلة الاتزان الديناميكي، وأن هناك عوامل تؤثر على موضع الاتزان فممكن إزاحته إلى المتفاعلات أو النواتج وبالتالي يزداد تركيز تلك الجهة، من تلك العوامل: إضافة مادة مؤثرة في التفاعل يعني زيادة تركيز تلك المادة، وهذا الذي سندرسه من خلال إضافة ملح إلى محلول قاعدة ضعيفة أو حمض ضعيف، بشرط وجود أيون مشترك بين الملح والمحلل

ما المقصود بالأيون المشترك؟

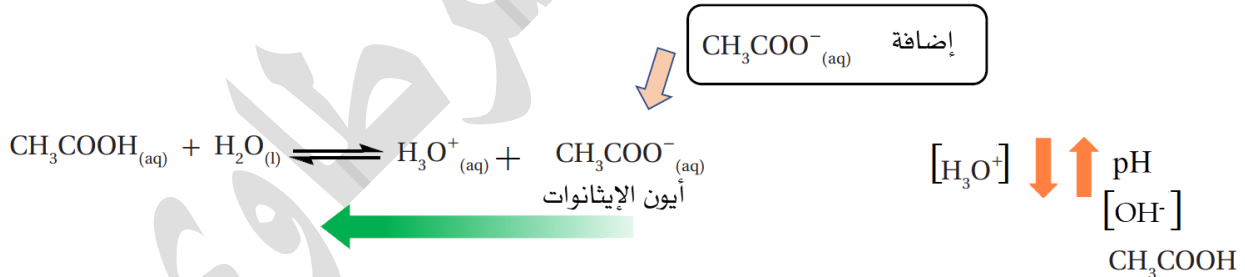
أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها)  
★ مثال ص56:



نضيف ملح إيثانوات الصوديوم الذي سيتفكك كلياً في المحلول منتجاً أيون الإيثانوات وأيون الصوديوم



أيون الإيثانوات مشترك بين الملح والحمض الضعيف، يزداد تركيزه في المحلول وبالتالي يزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو حمض الإيثانويك) فيزداد تركيزه ويقل تركيز أيوناته ومنها الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، وبالتالي يزداد تركيز  $\text{OH}^-$  في المحلول ويرتفع الرقم الهيدروجيني



تعزيز: تذكر عملية الاتزان بين أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد في المحلول بسبب ثابت

اتزان الماء  $K_w$



معالجة المياه

الربط مع علوم الأرض والبيئة



المناطق التي توجد فيها الصخور الجيرية، تحتوي المياه فيها على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم، ولتقليل هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم، بالاتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسبب ترسبها.

## الأثر القاعدي للأيون المشترك وحساباته

- ★ التأثير القاعدي للأيون المشترك يكون من خلال حمض ضعيف مع ملحه، أي أن الملح يتكون من ذلك الحمض الضعيف وقاعدة قوية، يعني الملح قاعدي
- ★ صيغة الأيون المشترك ذو التأثير القاعدي = صيغة القاعدة المرافقة للحمض الضعيف
- ★ شحنة الأيون المشترك ذو التأثير القاعدي = سالبة

اسم الملح القاعدي	NaF	KF	LiHCO <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> COONa
حمضه الضعيف وقاعدته القوية	يتكون من HF و NaOH	يتكون من HF و KOH	يتكون من H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> و LiOH	يتكون من CH <sub>3</sub> COOH و NaOH
صيغة الأيون المشترك = القاعدة المرافقة للحمض	F <sup>-</sup>	F <sup>-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>

★ مثال ص 56:

يتأين حمض الهيدروفلوريك إلى أيون الفلور السالب وأيون الهيدرونيوم وتكون الأيونات وجزئيات الحمض في حالة اتزان ديناميكي [حمض ضعيف يتأين جزئياً]

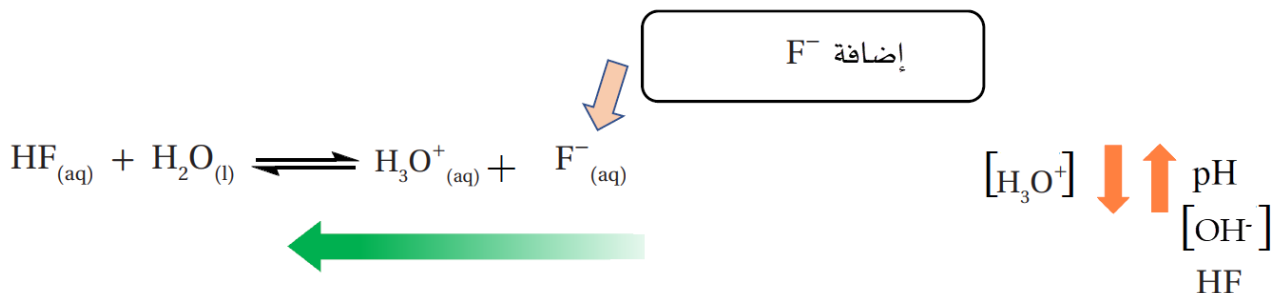


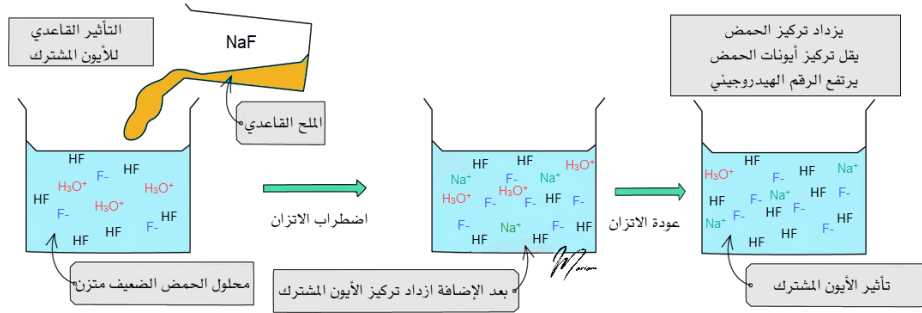
نضيف ملح فلوريد الصوديوم NaF الذي سيتفكك كلياً في المحلول منتجاً أيون الفلوريد وأيون الصوديوم



❓ ما أثر إضافة ملح فلوريد الصوديوم إلى محلول حمض الهيدروفلوريك؟

أيون الفلوريد مشترك بين الملح والحمض الضعيف، يزداد تركيزه في المحلول وبالتالي يُزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو حمض الهيدروفلوريك) فيزداد تركيزه ويقل تركيز أيوناته [يعني يقل تأينه]، يقل تركيز الهيدرونيوم H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>، وبالتالي يزداد تركيز OH<sup>-</sup> في المحلول ويرتفع الرقم الهيدروجيني





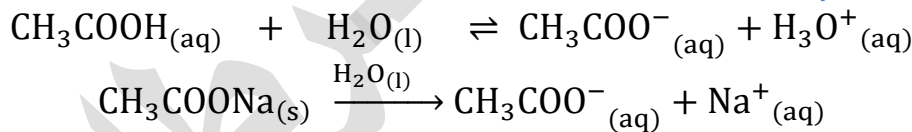
## خطوات حساب تأثير الأيون المشترك [التغير في الرقم الهيدروجيني ΔpH]:

- 1- نكتب معادلة تأين الحمض الضعيف، ومعادلة تفكك الملح، ونحدد الأيون المشترك
- 2- الأيون المشترك له تركيزان: أ- تركيز ناتج من تأين الحمض ب- وتركيز ناتج من تفكك الملح الكامل
- 3- ونعتبر الناتج من تأين الحمض تركيز صغير جداً مقارنة بالتركيز الناتج من الملح وبالتالي يمكن إهماله
- 4- ونستخدم ثابت تأين الحمض لحساب تركيز  $[H_3O^+]$  الجديد، ثم نحسب الرقم الهيدروجيني الجديد
- 4- إذا طلب الفرق في الرقم الهيدروجيني، نطبق ΔpH قبل وبعد إضافة الملح

مثال (24) ص 57: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف

$CH_3COOH$  الذي تركيزه 0.1 M ورقمه الهيدروجيني  $pH = 2.9$  إذا أضيف إلى لتر منه 0.2 mol من ملح إيثانوات الصوديوم  $CH_3COONa$  علماً أن  $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$   
 $\log 8.5 = 0.93$

نكتب معادلات التأين والتفكك



الأيون المشترك: أيون الإيثانوات وتركيزه نفس تركيز الملح، نحسب تركيز الملح من معطيات السؤال:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ M}$$

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.2 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأين لنستخرج قيمة  $[H_3O^+]$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow \frac{K_a \times [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = \frac{17 \times 10^{-6}}{2} = 8.5 \times 10^{-6}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.93 = 5.07$$

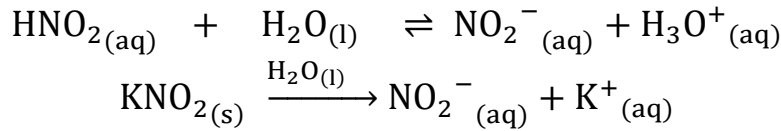
$$\Delta pH = pH_{with \text{ salt}} - pH_{acid} = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

يزداد الرقم الهيدروجيني بمقدار 2.17 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض

مثال (25) ص 58: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكوّن من الحمض  $\text{HNO}_2$  الذي

$$\text{تركيزه } 0.085 \text{ M والملاح } \text{KNO}_2 \text{ تركيزه } 0.1 \text{ M علمًا أن } K_a = 4.5 \times 10^{-4} \\ \log 3.825 = 0.58$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



الأيون المشترك: أيون النيتريت وتركيزه نفس تركيز الملح

$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^{-}] = 0.1 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة  $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^{-}]} = [\text{H}_3\text{O}^{+}] \\ [\text{H}_3\text{O}^{+}] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 0.085}{0.1} = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 8.5 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-1}} \\ = \frac{38.25 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-1}} = 38.25 \times 10^{-5} = 3.825 \times 10^{-4}$$

انظر في النتيجة النهائية إلى معطيات السؤال ومعلومات اللوغاريتم، لذلك نترك النتيجة ولا نقرّبها

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\log(3.825 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3.825 = 4 - 0.58 = 3.42$$

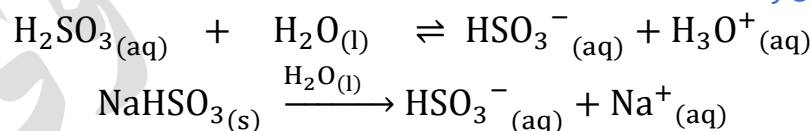
نستطيع حساب الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض كما تعلمنا سابقاً في الدرس الثالث، لنميز الفرق في

تغير الرقم الهيدروجيني

أتحقق ص 58: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض  $\text{H}_2\text{SO}_3$  الذي تركيزه

$$0.2 \text{ M وحجمه } 400 \text{ mL إذا أضيف إليه } 0.2 \text{ mol من الملاح } \text{NaHSO}_3 \text{ علمًا أن} \\ \log 5.1 = 0.71 \quad \log 5.2 = 0.72 \quad K_a = 1.3 \times 10^{-2}$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



الأيون المشترك: أيون الكبريتيت الهيدروجيني وتركيزه نفس تركيز الملح، نحسب تركيز الملح من

معطيات السؤال:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.4} = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{HSO}_3^{-}] = [\text{NaHSO}_3] = 0.5 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة  $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$

$$K_a = \frac{[\text{HSO}_3^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{H}_2\text{SO}_3]}{[\text{HSO}_3^{-}]} = [\text{H}_3\text{O}^{+}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.3 \times 10^{-2} \times 0.2}{0.5} = \frac{2.6 \times 10^{-2}}{5} = \frac{26 \times 10^{-3}}{5} = 5.2 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.2 \times 10^{-3}) = 3 - \log 5.2 = 3 - 0.72 = 2.28$$

نحسب  $\text{pH}_{\text{acid}}$  من خلال تركيز أيونات الهيدرونيوم بالطريقة التي تعلمناها في الدرس الثالث

المعادلة/التركيز	$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{HSO}_3^-(\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
عند البداية	0.2				0		0
التغير	-x				+x		+x
عند الاتزان	$0.2 - x \approx 0.2$ $2 \times 10^{-1}$				x		x

$$K_a = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}$$

$$1.3 \times 10^{-2} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-1}}$$

$$x^2 = 1.3 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-1} = 2.6 \times 10^{-3} = 26 \times 10^{-4}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{26} \times \sqrt{10^{-4}} = \sqrt{26} \times 10^{-2}$$

$$\sqrt{26} = \frac{26 + 25}{2\sqrt{25}} = \frac{51}{10} = 5.1$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{26} \times 10^{-2} = 5.1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH}_{\text{acid}} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 5.1 = 2 - 0.71 = 1.29$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{acid}} = 2.28 - 1.29 = 0.99$$

يزداد الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.99 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض

## ورقة عمل: الأثر القاعدي للأيون المشترك

تدريب (1): احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من محلول حمض البنزويك  $C_6H_5COOH$  الذي تركيزه  $0.2\text{ M}$  ومحلول بنزوات الصوديوم  $C_6H_5COONa$  الذي له نفس التركيز، علماً أن:  $\log 6.3 = 0.8$   $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

تدريب (2): ماذا يحدث عند إضافة ملح ميثانوات الصوديوم  $HCOONa$  إلى محلول حمض الميثانويك  $HCOOH$  (تزداد، تقل، تبقى ثابتة):

- الرقم الهيدروجيني:
- أيونات الهيدروكسيد:
- أيونات الهيدرونيوم:

## الأثر الحمضي للأيون المشترك وحساباته

- ★ التأثير الحمضي للأيون المشترك يكون من خلال قاعدة ضعيفة مع ملحها، أي أن الملح يتكون من تلك القاعدة الضعيفة وحمض قوي، يعني الملح حمضي
- ★ صيغة الأيون المشترك ذو التأثير الحمضي = صيغة الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة
- ★ شحنة الأيون المشترك ذو التأثير الحمضي = موجبة

اسم الملح الحمضي	$C_5H_5NHI$	$(NH_4)_2SO_4$	$NH_4Cl$	$CH_3NH_3Br$
قاعدته الضعيفة وحمضه القوي	يتكون من $C_5H_5N$ و $HI$	يتكون من $NH_3$ و $H_2SO_4$	يتكون من $NH_3$ و $HCl$	يتكون من $CH_3NH_2$ و $HBr$
صيغة الأيون المشترك = الحمض المرافق للقاعدة	$C_5H_5NH^+$	$NH_4^+$	$NH_4^+$	$CH_3NH_3^+$

★ مثال ص 59:

يتأين حمض الأمونيا إلى أيون الأمونيوم الموجب وأيون الهيدروكسيد وتكون الأيونات وجزئيات القاعدة في حالة اتزان ديناميكي [قاعدة ضعيفة تتأين جزئياً]

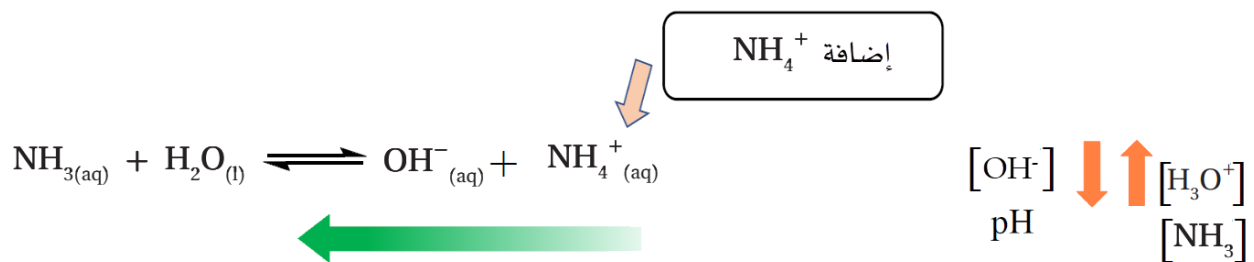


نضيف ملح كلوريد الأمونيوم  $NH_4Cl$  الذي سيتفكك كلياً في المحلول منتجاً أيون الأمونيوم وأيون الكلوريد



❓ ما أثر إضافة ملح كلوريد الأمونيوم إلى محلول الأمونيا القاعدي؟

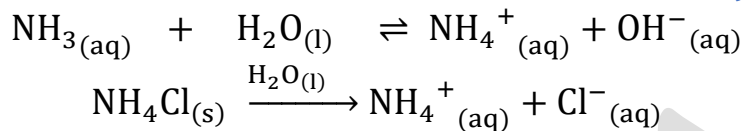
أيون الأمونيوم مشترك بين الملح والقاعدة الضعيفة، يزداد تركيزه في المحلول وبالتالي يُزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو تكوين الأمونيا) فيزداد تركيزها ويقل تركيز أيونات الأمونيا [يعني يقل التأين]، يقل تركيز الهيدروكسيد  $OH^-$ ، وبالتالي يزداد تركيز  $H_3O^+$  في المحلول ويقل الرقم الهيدروجيني



خطوات حساب التأثير الحمضي للأيون المشترك نفس التي تعلمناها في تأثيره القاعدي، لكن بعد حساب أيونات الهيدروكسيد نستخدم ثابت تأين الماء لحساب أيونات الهيدرونيوم ثم الرقم الهيدروجيني

مثال (26) ص 59: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا  $\text{NH}_3$  الذي حجمه 1 L وتركيزه 0.1 M ورقمه الهيدروجيني  $\text{pH} = 11$  إذا أضيف إليه 0.2 mol من ملح كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  علماً أن  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$   $\log 1.1 = 0.04$

نكتب معادلات التآين والتفكك



الأيون المشترك: أيون الأمونيوم وتركيزه نفس تركيز الملح، نحسب تركيز الملح من معطيات السؤال:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.2 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التآين لنستخرج قيمة  $[\text{OH}^-]$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow \frac{K_b \times [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = \frac{18 \times 10^{-6}}{2} = 9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{9 \times 10^{-6}} = \frac{10 \times 10^{-15}}{9 \times 10^{-6}} = 1.1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

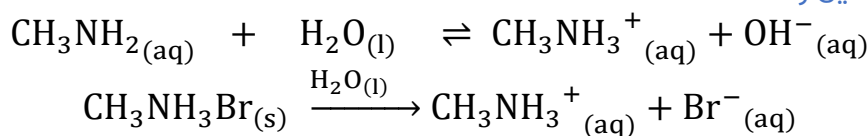
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.1 \times 10^{-9}) = 9 - \log 1.1 = 9 - 0.04 = 8.96$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{base}} = 8.96 - 11 = -2.04$$

يقبل الرقم الهيدروجيني بمقدار 2.04 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول القاعدة

مثال (27) ص 60: عدد مولات الملح  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$  اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول القاعدة  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  تركيزها 0.1 M ليصبح رقمها الهيدروجيني  $\text{pH} = 10.5$  علماً أن  $\log 3.2 = 0.5$   $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

نكتب معادلات التآين والتفكك



الأيون المشترك:  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  وتركيزه نفس تركيز الملح

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}] = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = ? \text{ M}$$

باستخدام الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة بعد إضافة الملح، نستخرج تركيز الأيون المشترك وهو

نفسه تركيز الملح لنحسب عدد مولات الملح المطلوبة في السؤال

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10.5} = 10^{(-10.5+11)-11} = 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_W}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{32 \times 10^{-12}} = 3.1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow \frac{K_b \times [\text{CH}_3\text{NH}_2]}{[\text{OH}^-]} = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.1}{3.1 \times 10^{-4}} = \frac{4.4 \times 10^{-5}}{3.1 \times 10^{-4}} = 1.42 \times 10^{-1} = 0.142 \text{ M}$$

عدد مولات الملح من قانون المولارية

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V$$

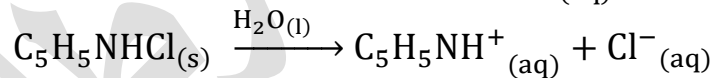
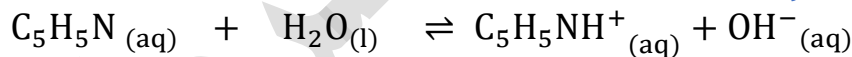
$$n = 0.142 \times 0.4 = 0.057 \text{ mol}$$

**أتحقق ص 60:** أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  الذي تركيزه 0.2 M

عند إضافة 0.2 mol من الملح  $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}$  إلى 600 mL من المحلول،

$$\log 1.17 = 0.07 \quad K_b = 1.4 \times 10^{-9} \quad \text{علماً أن}$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



الأيون المشترك:  $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$  وتركيزه نفس تركيز الملح

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.6} = 0.33 \text{ M}$$

$$[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] = [\text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}] = 0.33 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة  $[\text{OH}^-]$

$$K_b = \frac{[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]} \Rightarrow \frac{K_b \times [\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.4 \times 10^{-9} \times 0.2}{0.33} = \frac{280 \times 10^{-12}}{33 \times 10^{-2}} = 8.5 \times 10^{-10} \text{ M}$$

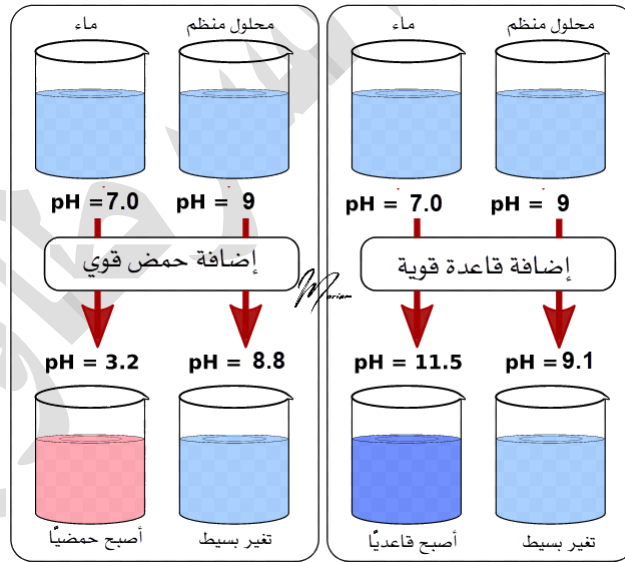
$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_W}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{8.5 \times 10^{-10}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{85 \times 10^{-11}} = 1.17 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.17 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.17 = 5 - 0.07 = 4.93$$

## تذكر علاقات سريعة:

- إضافة الملح الحمضي لأي محلول: يقل الرقم الهيدروجيني
- إضافة الملح القاعدي لأي محلول: يزداد الرقم الهيدروجيني
- إذا خففنا المحلول الحمضي بالماء فإن الرقم الهيدروجيني يزداد
- إذا خففنا المحلول القاعدي بالماء فإن الرقم الهيدروجيني يقل
- إذا كان المحلول متعادلاً فإنه لا يتأثر بإضافة الماء



في الدرس التالي سنتعلم كيف أن هذه المحاليل الحمضية أو القاعدية الضعيفة التي تحوي أملاحها عبارة عن محاليل منظمة وتختلف عن لو كان المحلول لوحده لا يحتوي الملح فالمحلول المنظم لا يتغير فيه الرقم الهيدروجيني بشكل كبير، بخلاف غيره

## ورقة عمل: الأثر الحمضي للأيون المشترك

تدريب (1): محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة  $C_5H_5N$  تركيزها  $0.3\text{ M}$  وملح  $C_5H_5NHBr$  الذي له نفس التركيز، علماً أن:  $K_b = 1.7 \times 10^{-9}$

- ما صيغة الأيون المشترك؟

- احسب pH للمحلول

تدريب (2): ماذا يحدث عند إضافة ملح كلوريد الأمونيوم  $NH_4Cl$  إلى محلول الأمونيا  $NH_3$  (تزداد، تقل، تبقى ثابتة):

- الرقم الهيدروجيني:

- أيونات الهيدروكسيد:

- أيونات الهيدرونيوم:

## المحاليل المنظمة Buffered Solutions

تعد المحاليل المنظمة من أهم تطبيقات الأيون المشترك

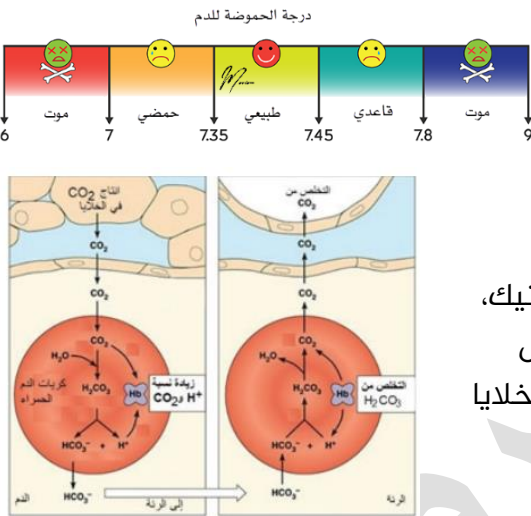
ما المقصود بالمحاليل المنظمة؟

محاليل تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها

اذكر أهمية المحاليل المنظمة في المجالات الصناعية، والأنظمة الحيوية

- 1- المجالات الصناعية: أ- الأصباغ ب- مستحضرات التجميل ج- الأدوية
- 2- الأنظمة الحيوية: أجسام الكائنات الحية تحتوي العديد من المحاليل المنظمة من أهمها المحلول المنظم في الدم

وضّح كيف يعمل المحلول المنظم في الدم [الآلية والأجهزة الحيوية من الإثراء والتوسع ص 69]



يتكون المحلول المنظم من حمض الكربونيك  $H_2CO_3$  وقاعدته المرافقة  $HCO_3^-$ ، ويعمل على الحفاظ على الرقم الهيدروجيني للدم عند نحو، فالدم يحمل المواد المختلفة ذات الطبيعة الحمضية والقاعدية التي تدخل إلى الجسم دون أن يتغير رقمه الهيدروجيني

**الآلية:** من خلال الاتزان الديناميكي لمعادلة تأين حمض الكربونيك، وهذا الحمض ينتج من خلال ممارسة الأنشطة وزيادة معدل التنفس اللاهوائي في الخلايا فيذوب ثاني أكسيد الكربون في الماء داخل خلايا الدم



- إذا ازداد تركيز أيونات  $H_3O^+$  في الدم، فإن المحلول المنظم يتخلص من الزيادة بإزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار لتكوين حمض  $H_2CO_3$  فيقل تركيز أيونات الناتج  $HCO_3^-$  و  $H_3O^+$  وبالتالي يرتفع تركيز أيونات  $OH^-$
- فتتحفز الكلى لتعويض النقص في أيونات  $HCO_3^-$  عن طريق إنتاجها فيزداد تركيز حمض الكربونيك  $H_2CO_3$  وتستقبل أيونات  $OH^-$  البروتون من الحمض فيزاح موضع الاتزان إلى اليمين لتكوين  $HCO_3^-$  مرة أخرى ويزداد تركيز  $H_3O^+$  من جديد
- تستمر الإزاحة يسار ويمين فيبقى تركيز أيونات  $H_3O^+$  ثابتاً في الدم

**الأجهزة الحيوية التي تساهم في ذلك:**

- الكلى: تضبط تركيز أيونات  $HCO_3^-$ ، تزيد إفرازها إلى الدم لو نقصت، وتزيد معدل امتصاصها لو زادت
- الرئة: تمتص الزيادة من تركيز حمض الكربونيك في الدم فيندفع  $CO_2$  من الخلايا إلى الدم، ويتفكك الحمض في الرئة إلى  $CO_2$  وبخار الماء ويتخلص منهما عن طريق التنفس، فالرئة تضبط تركيز  $CO_2$  في الخلايا وتركيز حمض الكربونيك في الدم.

وزارة 2018 شتوية: فسر: آلية عمل الدم كمحلول منظم عند زيادة تركيز أيونات  $H_3O^+$  يزداد  $H_3O^+$  فيتفاعل مع  $HCO_3^-$  فيتكون  $H_2CO_3$  ثم يتفكك في الرئة ليكوّن بخار الماء وثاني أكسيد الكربون لتتخلص منه من خلال عملية التنفس عدد أنواع المحاليل المنظمة

1- محاليل منظمة حمضية 2- محاليل منظمة قاعدية

## المحاليل المنظمة الحمضية

ممّ يتكون المحلول المنظم الحمضي؟

1- حمض ضعيف 2- القاعدة المرافقة للحمض الضعيف  
★ مثال ص 61 وعلى نمط مثال ص 63

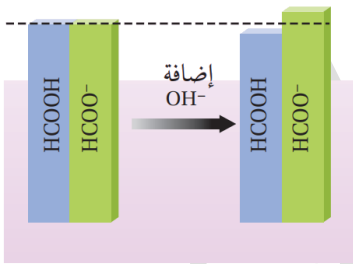
(1) يحتوي محلول حمض الميثانويك  $HCOOH$  وملحه  $HCOONa$  على:

- 1- نسبة عالية من جزيئات الحمض غير المتأينة  $HCOOH$
- 2- نسبة عالية من أيونات القاعدة المرافقة  $HCOO^-$  الناتجة من تأين الملح
- 3- نسبة منخفضة من أيونات  $H_3O^+$



(2) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل  $NaOH$  تتأين وتنتج أيونات  $OH^-$  التي

يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض  $HCOOH$



الشكل (11): أثر إضافة قاعدة إلى محلول منظم حمضي.

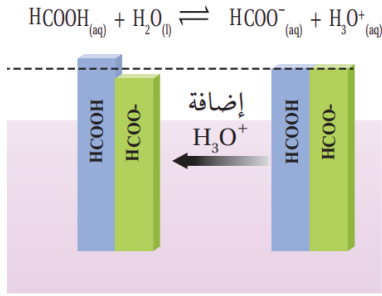
وبالتالي:

- 1- تتكون القاعدة المرافقة  $HCOO^-$
- 2- تركيز الحمض يقل بمقدار تركيز أيونات  $OH^-$  المضافة [القاعدة المضافة]

- 3- يزداد تركيز الأيون المشترك  $HCOO^-$  بالمقدار نفسه
- 4- تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة
- 5- يتغير تركيز  $H_3O^+$  بنسبة صغيرة جداً
- 6- يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً

(3) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل  $HCl$  تتأين

وتنتج أيونات  $H_3O^+$  التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع القاعدة المرافقة  $HCOO^-$  وبالتالي:



الشكل (12): أثر إضافة حمض إلى محلول منظم حمضي.

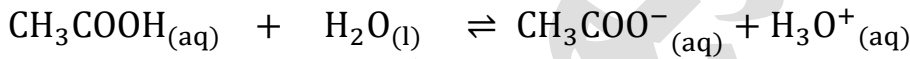
- 1- يتكون الحمض  $\text{HCOOH}$
- 2- يقل تركيز القاعدة المرافقة بمقدار تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$
- المضافة [الحمض المضاف]
- 3- ويزداد تركيز الحمض  $\text{HCOOH}$  بالمقدار نفسه
- 4- تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة
- 5- يتغير تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  بنسبة صغيرة جداً
- 6- يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغييراً صغيراً جداً

مثال (28) ص 62: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون

من حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  تركيزه 0.5 M والملح إيثانوات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$  تركيزه 0.5 M ثم أقرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القوية NaOH إلى 1 L من المحلول علماً أن  $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

$$\log 1.63 = 0.21 \quad \log 1.7 = 0.23$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



نطبق نفس حسابات الأيون المشترك قبل إضافة القاعدة القوية

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.5 \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك بقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

القاعدة القوية تتأيّن كلياً وتركيز أيوناتها نفس تركيزها

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.01 \text{ M}$$

يقبل تركيز الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  بنفس مقدار تركيز  $\text{OH}^-$  لأنها تفاعل معها

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

يزداد تركيز القاعدة المرافقة  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

نحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$\frac{K_a \times [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.49}{0.51} = 1.63 \times 10^{-5} M$$

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(1.63 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.63 = 5 - 0.21 = 4.79$$

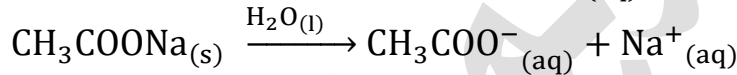
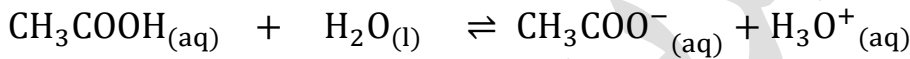
$$\Delta pH = pH_2 - pH_1 = 4.79 - 4.77 = 0.02$$

ارتفاع قليل جداً في الرقم الهيدروجيني والسبب أننا أضفنا قاعدة فسيرتفع pH

مثال (29) ص 63: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من حمض الإيثانويك  $CH_3COOH$  تركيزه 0.5 M والملح إيثانوات الصوديوم  $CH_3COONa$  تركيزه 0.5 M ثم أقرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من الحمض القوي HCl إلى 1 L من

$$\log 1.77 = 0.25 \quad K_a = 1.7 \times 10^{-5}$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



نطبق نفس حسابات الأيون المشترك قبل إضافة القاعدة القوية

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.5 M$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك بقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة  $[H_3O^+]$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow \frac{K_a \times [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.7 \times 10^{-5} M$$

$$pH_1 = -\log[H_3O^+] = -\log(1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

الحمض القوي يتأيّن كلياً وتركيز أيوناته نفس تركيزه

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 M$$

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.01 M$$

يقبل تركيز القاعدة المرافقة  $CH_3COO^-$  بنفس مقدار تركيز  $H_3O^+$  لأنها تفاعلت معه

$$[CH_3COO^-] = 0.5 - 0.01 = 0.49 M$$

يزداد تركيز الحمض  $CH_3COOH$  بنفس المقدار لأنه تكونت:

$$[CH_3COOH] = 0.5 + 0.01 = 0.51 M$$

نحسب تركيز  $H_3O^+$  الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$\frac{K_a \times [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.77 \times 10^{-5} M$$

# المحوض والقواعد

الوحدة  
الأولى

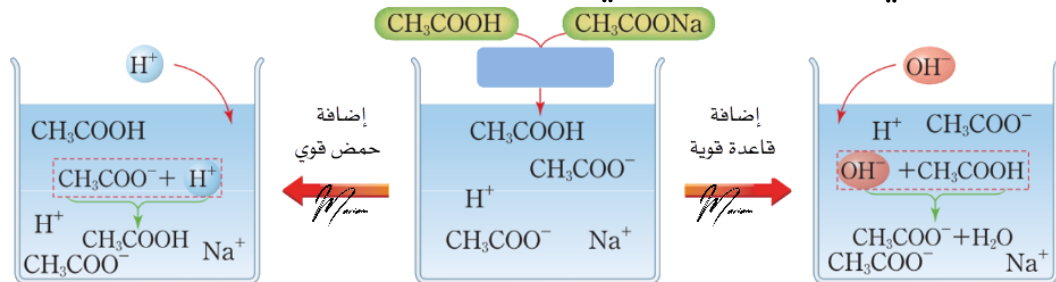
شرح + إجابات المناهج + وزارة + كيمياء

مدرسة الكيمياء، فيسبوك

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(1.77 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.77 = 5 - 0.25 = 4.75$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1 = 4.75 - 4.77 = -0.02$$

انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني، والسبب أننا أضفنا حمض فسينخفض pH



تتعادل القاعدة المرافقة الأيون المشترك مع أيونات الهيدرونيوم ليزداد تركيز الحمض

محلول منظم حمضي في حالة اتزان بين الحمض والأيون المشترك وأيونات الهيدرونيوم

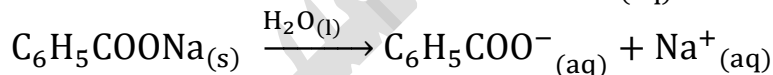
يتعادل الحمض مع أيونات الهيدروكسيد ليزداد تركيز القاعدة المرافقة الأيون المشترك

👤 **أتحقق ص 64: (1)** أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من كل من حمض

البنزويك  $C_6H_5COOH$  وملح بنزوات الصوديوم  $C_6H_5COONa$  تركيز كل منهما  $0.2 M$

$$\log 6.96 = 0.84 \quad K_a = 6.3 \times 10^{-5} \quad \text{علمًا أن}$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



$$[C_6H_5COO^-] = [C_6H_5COONa] = 0.2 M$$

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} \Leftrightarrow \frac{K_a \times [C_6H_5COOH]}{[C_6H_5COO^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{6.3 \times 10^{-5} \times 0.2}{0.2} = 6.3 \times 10^{-5} M$$

$$pH_1 = -\log[H_3O^+] = -\log(6.3 \times 10^{-5}) = 5 - \log 6.3 = 5 - 0.8 = 4.2$$

(2) أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة  $0.01 mol$  من الحمض  $HBr$

إلى  $1 L$  من المحلول، أهمل التغير في الحجم  $\log 6.3 = 0.8$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 M$$

$$[HBr] = [H_3O^+] = 0.01 M$$

$$[C_6H_5COO^-] = 0.2 - 0.01 = 0.19 M$$

$$[C_6H_5COOH] = 0.2 + 0.01 = 0.21 M$$

$$[H_3O^+] = \frac{6.3 \times 10^{-5} \times 0.21}{0.19} = 6.96 \times 10^{-5} M$$

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(6.96 \times 10^{-5}) = 5 - \log 6.96 = 5 - 0.84 = 4.16$$

## ورقة عمل: المحاليل المنظمة الحمضية

تدريب: محلول منظم يتكون من  $\text{RCOOH}$  و  $\text{RCOONa}$  تركيز كل منهما  $0.6 \text{ M}$

1- ما صيغة الأيون المشترك؟

2- احسب pH للمحلول علماً أن  $K_a = 1 \times 10^{-6}$

3- احسب  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  بعد إضافة  $0.3 \text{ mol}$  من  $\text{HCl}$  إلى لتر من المحلول (إهمال تغير الحجم)

4- احسب  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  بعد إضافة  $0.3 \text{ mol}$  من  $\text{KOH}$  إلى لتر من المحلول (إهمال تغير الحجم)

## المحاليل المنظمة القاعدية

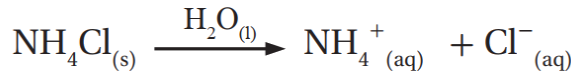
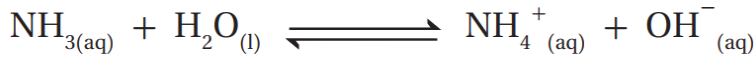
مِمَّ يتكون المحلول المنظم القاعدي؟ 

-2 قاعدة ضعيفة -2 الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة

★ مثال ص 64 وص 66

(1) يحتوي محلول القاعدة  $\text{NH}_3$  وملحها  $\text{NH}_4\text{Cl}$  على:

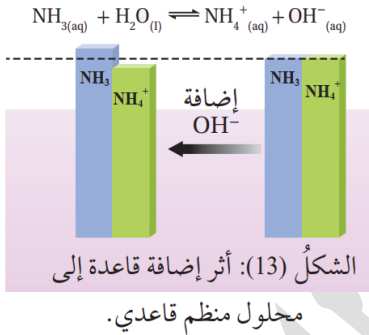
- 1 نسبة عالية من جزيئات القاعدة غير المتأينة  $\text{NH}_3$
- 2 نسبة عالية من أيونات الحمض المرافق  $\text{NH}_4^+$  الناتج من تأين الملح
- 3 نسبة منخفضة من أيونات  $\text{OH}^-$



(2) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل  $\text{NaOH}$  تتأين وتنتج أيونات  $\text{OH}^-$  التي

يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض المرافق  $\text{NH}_4^+$  وبالتالي:

- 1 تتكون القاعدة  $\text{NH}_3$
- 2 يزداد تركيز القاعدة بمقدار تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  المضافة [القاعدة المضافة]
- 3 يقل تركيز الأيون المشترك  $\text{NH}_4^+$  بالمقدار نفسه
- 4 تتغير النسبة بين تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة
- 5 يتغير تركيز  $\text{OH}^-$  بنسبة صغيرة جداً
- 6 يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً

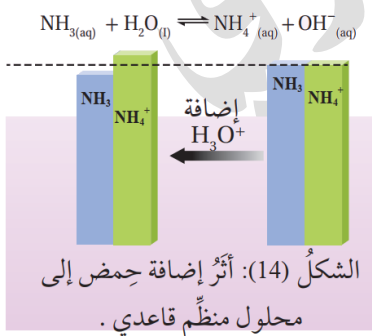


(3) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل  $\text{HCl}$  تتأين

وتنتج أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع القاعدة  $\text{NH}_3$

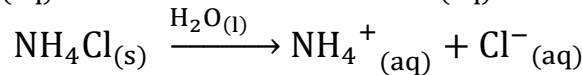
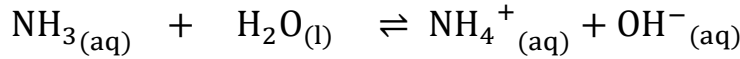
وبالتالي:

- 1 يتكون الحمض المرافق "الأيون المشترك"  $\text{NH}_4^+$
- 2 يقل تركيز القاعدة  $\text{NH}_3$  بمقدار تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  المضافة [الحمض المضاف]
- 3 ويزداد تركيز الحمض المرافق "الأيون المشترك"  $\text{NH}_4^+$  بالمقدار نفسه
- 4 تتغير النسبة بين تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة
- 5 يتغير تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  بنسبة صغيرة جداً
- 6 يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً



**مثال (30) ص 65:** أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من الأمونيا  $\text{NH}_3$  تركيزها 0.5 M والملح  $\text{NH}_4\text{Cl}$  تركيزه 0.5 M ثم أقرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القوية  $\text{NaOH}$  إلى 1 L من المحلول [أهمل التغير في الحجم] علماء أن  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$   $\log 5.5 = 0.74$   $\log 5.3 = 0.72$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



نطبق نفس حسابات الأيون المشترك قبل إضافة القاعدة القوية

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.5 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك بقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة  $[\text{OH}^-]$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow \frac{K_b \times [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_W}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{18 \times 10^{-6}} = 5.5 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.5 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.5 = 10 - 0.74 = 9.26$$

إضافة القاعدة القوية: تتأين كلياً وتركيز أيوناتها نفس تركيزها

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.01 \text{ M}$$

يقبل تركيز الحمض المرافق  $\text{NH}_4^+$  بنفس مقدار تركيز  $\text{OH}^-$  لأنها تفاعل معها

$$[\text{NH}_4^+] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

يزداد تركيز القاعدة  $\text{NH}_3$  بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[\text{NH}_3] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

نحسب تركيز  $\text{OH}^-$  الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.87 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

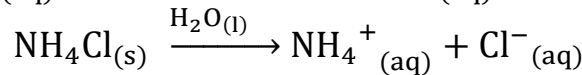
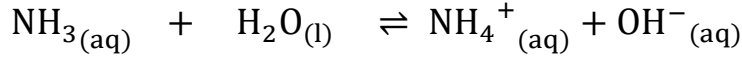
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_W}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.87 \times 10^{-5}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{187 \times 10^{-7}} = 5.3 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.3 = 10 - 0.72 = 9.28$$

ارتفاع قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار (0.02)

مثال (31) ص 66: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من الأمونيا  $\text{NH}_3$  تركيزها 0.5 M والملح  $\text{NH}_4\text{Cl}$  تركيزه 0.5 M ثم أقرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من الحمض القوي  $\text{HCl}$  إلى 1 L من المحلول [أهمل التغيير في الحجم] علماً أن  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$   $\log 5.8 = 0.76$

معادلات التأيّن والتفكك للمحلول السابق في مثال (30)



قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق

$$[\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.5 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.5 = 10 - 0.74 = 9.26$$

الحمض القوي يتأين كلياً وتركيز أيوناته نفس تركيزه

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.01 \text{ M}$$

يقبل تركيز القاعدة  $\text{NH}_3$  بنفس مقدار تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  لأنها تفاعلت معه

$$[\text{NH}_3] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

يزداد تركيز الحمض المرافق  $\text{NH}_4^+$  بنفس المقدار لأنه تكوّن:

$$[\text{NH}_4^+] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

نحسب تركيز  $\text{OH}^-$  الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.49}{0.51} = 1.73 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.73 \times 10^{-5}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{173 \times 10^{-7}} = 5.8 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.8 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.8 = 10 - 0.76 = 9.24$$

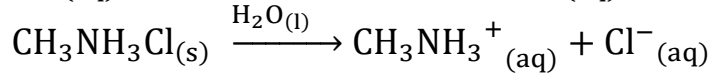
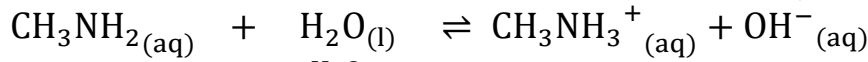
انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار (0.02)

أتحقق ص 67: (1) أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من القاعدة ميثيل

أمين  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  تركيزها 0.15 M والملح ميثيل كلوريد الأمونيوم  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$  تركيزه 0.2 M

$$\log 3.03 = 0.48 \quad K_b = 4.4 \times 10^{-4}$$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}] = 0.2 \text{ M}$$

نعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك بقيمة ثابت التأيّن لنستخرج قيمة  $[\text{OH}^-]$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow \frac{K_b \times [\text{CH}_3\text{NH}_2]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.15}{0.2} = 3.3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.3 \times 10^{-4}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{33 \times 10^{-5}} = 3.03 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.03 \times 10^{-11}) = 11 - \log 3.03 = 11 - 0.48 = 10.52$$

(2) أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق إذا أضيف 0.01 mol من حمض

الهيدروبروميك HBr إلى 500 mL من المحلول، أهمل التغير في الحجم  $\log 3.8 = 0.58$

الحمض القوي يتأين كلياً وتركيز أيوناته نفس تركيزه

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{0.50} = 0.02 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.02 \text{ M}$$

يقبل تركيز القاعدة  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  بنفس مقدار تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  لأنها تفاعلت معه

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.15 - 0.02 = 0.13 \text{ M}$$

يزداد تركيز الحمض المرافق  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  بنفس المقدار لأنه تكونت:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22 \text{ M}$$

نحسب تركيز  $\text{OH}^-$  الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{OH}^-] = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.13}{0.22} = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.6 \times 10^{-4}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{26 \times 10^{-5}} = 3.8 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.8 \times 10^{-11}) = 11 - \log 3.8 = 11 - 0.58 = 10.42$$

انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار (0.1)

## ورقة عمل: المحاليل المنظمة القاعدية

تدريب: محلول منظم حجمه 1 L مكون من القاعدة  $\text{NH}_3$  تركيزها 0.4 M والملح  $\text{NH}_4\text{Br}$  تركيزه 0.8 M علماً أن  $K_b = 2 \times 10^{-5}$

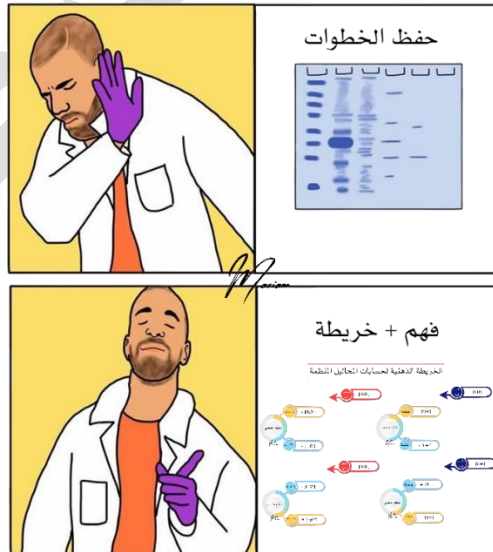
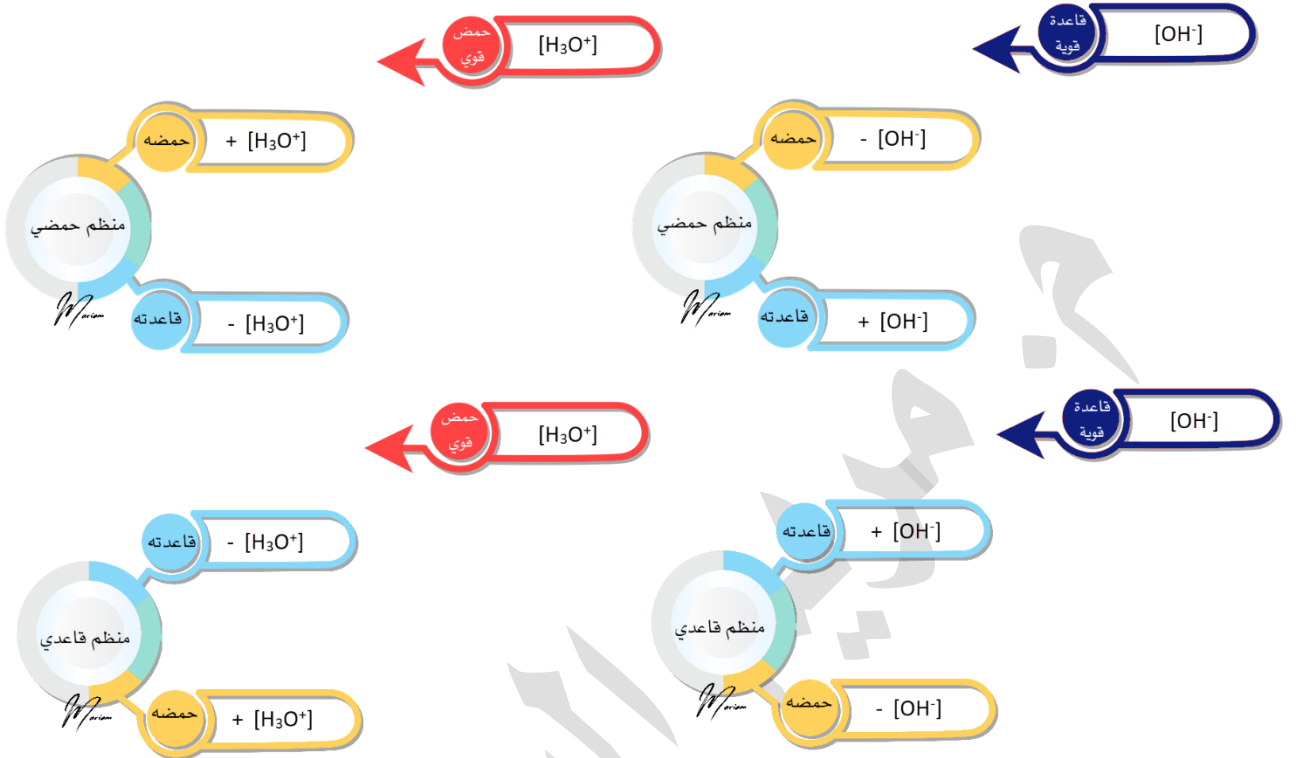
1- اكتب صيغة الأيون المشترك في المحلول

2- احسب الرقم الهيدروجيني في المحلول

3- ماذا يصبح  $[\text{OH}^-]$  في المحلول المنظم إذا أضيف إليه 0.2 M من  $\text{HCl}$ ؟

4- ماذا يصبح  $[\text{OH}^-]$  في المحلول المنظم إذا أضيف إليه 0.2 M من  $\text{NaOH}$ ؟

## الخريطة الذهنية لحسابات المحاليل المنظمة



مختلفين بنطرح الخلاف

متشابهين بنجمع التشابه

## مراجعة الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة

السؤال الأول: أوضح مكونات المحلول المنظم الحمضي

1- حمض ضعيف 2- قاعدته المرافقه [ملح قاعدي]

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل مما يأتي: التمييه - الأيون المشترك

مذكور في المحتوى

السؤال الثالث: أحدد مصدر الأيونات لكل من الأملاح الآتية:

اسم الملح	$KNO_3$	$CH_3NH_3Br$	$CH_3COONa$	$LiF$
حمضه وقاعدته	$HNO_3$ $KOH$	$HBr$ $CH_3NH_2$	$CH_3COOH$ $NaOH$	$HF$ $LiOH$
المكونان له				

السؤال الرابع: أحدد الملح الذي يتميه في الماء من الأملاح الآتية:

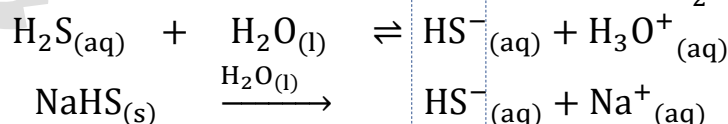
اسم الملح	$KCN$	$LiBr$	$C_5H_5NHI$	$HCOONa$	$NaClO_4$
حمضه وقاعدته	$HCN$ $KOH$	$HBr$ $LiOH$	$C_5H_5N$ $HI$	$HCOOH$ $NaOH$	$HClO_4$ $NaOH$
المكونان له					
هل يتميه؟	نعم	لا	نعم	نعم	لا

السؤال الخامس: أصنف محاليل الأملاح الآتية إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة:

اسم الملح	$KNO_2$	$NH_4NO_3$	$LiCl$	$NaHCO_3$	$C_6H_5NH_3Br$
حمضه وقاعدته	$HNO_2$ $KOH$	$HNO_3$ $NH_3$	$HCl$ $LiOH$	$H_2CO_3$ $NaOH$	$HBr$ $C_6H_5NH_2$
المكونان له					
نوع الملح	قاعدي	حمضي	متعادل	قاعدي	حمضي

السؤال السادس: أوضح أثر إضافة كمية قليلة من بلورات الملح الصلب  $NaHS$  في قيمة

pH لمحلول حمض  $H_2S$



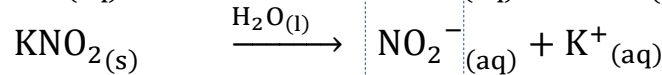
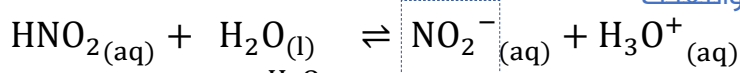
يتأين الملح إلى أيونه  $Na^+$  وأيونه  $HS^-$  وهو الأيون المشترك في المحلول يزداد تركيزه ووفق مبدأ لوتشاتييه: يُزاح موضع الاتزان إلى تكوين جزيئات الحمض غير المتأينة فيزداد تركيزها، وأيضاً يقل على اليمين تركيز  $H_3O^+$  وبالتالي يرتفع الرقم الهيدروجيني للمحلول

**السؤال السابع:** أحسب كتلة الملح  $\text{KNO}_2$  اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول  $\text{HNO}_2$

تركيزه 0.02 M لتصبح قيمة  $\text{pH} = 3.52$  للمحلول علماً أن  $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$  الكتلة

المولية للملح 85 g/mol  $\log 3 = 0.48$

نكتب معادلات التأيّن والتفكك



نبدأ حساباتنا من الرقم الهيدروجيني، يساعدنا لمعرفة تركيز الأيون المشترك  $\text{NO}_2^-$  الذي هو مساو

لتركيز الملح، فإذا عرفنا تركيز الملح نستطيع معرفة عدد المولات ثم نحسب الكتلة

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.52} = 10^{(-3.52+4)-4} = 10^{0.48} \times 10^{-4} = 3 \times 10^{-4} \text{M}$$

نطبق على قانون ثابت التأيّن لنحسب تركيز الأيون المشترك

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{HNO}_2]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{NO}_2^-]$$

$$[\text{NO}_2^-] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-2}}{3 \times 10^{-4}} = 3 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = [\text{KNO}_2] = 3 \times 10^{-2} \text{M}$$

نستخدم قانون المولية لنحسب عدد المولات

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V = 3 \times 10^{-2} \times 0.4 = 0.12 \times 10^{-2} = 0.012 \text{ mol}$$

نستخدم علاقة المولات بالكتلة المولية لحساب الكتلة

$$n = \frac{m}{Mr} \Rightarrow m = n \times Mr = 0.012 \times 85 = 1.2 \text{ g}$$

**السؤال الثامن:** أحسب نسبة الملح إلى القاعدة في محلول رقمه الهيدروجيني يساوي 10

مكون من القاعدة  $\text{NH}_3$  والملح  $\text{NH}_4\text{Cl}$  علماً أن  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

نبدأ حساباتنا من الرقم الهيدروجيني لكن ننتبه أن ثابت التأيّن معنا هو لقاعدة وبالتالي علينا تحويل

الرقم الهيدروجيني إلى هيدروكسيلي لمعرفة تركيز أيونات الهيدروكسيد وتعويضها في قانون ثابت

التأيّن، من خلال ذلك سنعرف النسبة بين جزيئات القاعدة والأيون المشترك

ولأن هذا الأيون المشترك يمثل تركيز الملح فهكذا نعرف النسبة بين القاعدة والملح

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 14 - 10 = 4$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4} \text{M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{K_b}{[\text{OH}^-]}$$

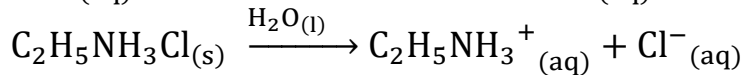
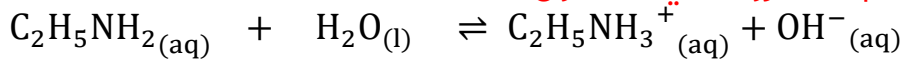
$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-4}} = 0.18$$

**السؤال التاسع:** محلول منظم حجمه 0.5 L مكون من  $C_2H_5NH_2$  تركيزها 0.2 M والملح

$$\log 2 = 0.3 \quad K_b = 4.7 \times 10^{-4} \quad \text{علماً أن } C_2H_5NH_3Cl \text{ تركيزه } 0.4 \text{ M}$$

$$\log 4.3 = 0.63 \quad \log 1.1 = 0.04 \quad \text{[أهمل تغيير الحجم]}$$

(1) **أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول**



$$[C_2H_5NH_3^+] = [C_2H_5NH_3Cl] = 0.4 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[C_2H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_2H_5NH_2]} \Rightarrow \frac{K_b \times [C_2H_5NH_2]}{[C_2H_5NH_3^+]} = [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.2}{0.4} = \frac{4.7 \times 10^{-4}}{2} = 2.35 \times 10^{-4} \text{ M}$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.35 \times 10^{-4}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{235 \times 10^{-6}} = 4.3 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$pH_1 = -\log[H_3O^+] = -\log(4.3 \times 10^{-11}) = 11 - \log 4.3 = 11 - 0.63 = 10.37$$

(2) **أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول فيما لو أضيف إليه 0.05 mol من الحمض HCl**

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.05}{0.5} = 0.1 \text{ M}$$

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.1 \text{ M}$$

يقبل تركيز القاعدة  $C_2H_5NH_2$  بنفس مقدار تركيز  $H_3O^+$  لأنها تفاعلت معه

$$[C_2H_5NH_2] = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ M}$$

يزداد تركيز الحمض المرافق  $CH_3NH_3^+$  بنفس المقدار لأنه تكونت:

$$[C_2H_5NH_3^+] = 0.4 + 0.1 = 0.5 \text{ M}$$

نحسب تركيز  $OH^-$  الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[OH^-] = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.1}{0.5} = \frac{47 \times 10^{-5}}{5} = 9.4 \times 10^{-5} \text{ M}$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{9.4 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{94 \times 10^{-6}} = 1.1 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(1.1 \times 10^{-10}) = 10 - \log 1.1 = 10 - 0.04 = 9.96$$

(3) أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول فيما لو أضيف إليه 0.05 mol من القاعدة KOH

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.05}{0.5} = 0.1 \text{ M}$$

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

يقبل تركيز الحمض المرافق  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  بنفس مقدار تركيز  $\text{OH}^-$  لأنها تفاعل معها

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.4 - 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

يزداد تركيز القاعدة  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 0.2 + 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

نحسب تركيز  $\text{OH}^-$  الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{OH}^-] = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.3}{0.3} = 4.7 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_W}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.7 \times 10^{-4}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{47 \times 10^{-5}} = 2.1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

حسب معطيات السؤال نقرب القيمة إلى 2

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2 \times 10^{-11}) = 11 - \log 2 = 11 - 0.3 = 10.7$$

### مراجعة الوحدة الأولى: الحموض والقواعد وتطبيقاتها

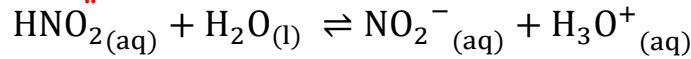
السؤال الأول: أوضح المقصود بكل مما يأتي:

قاعدة أرهينيوس، حمض لويس، مادة أمفوتيرية، المحلول المنظم

مذكور في المحتوى وفي مسرد المصطلحات

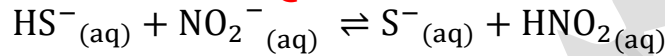
السؤال الثاني: أفسر:

أ- السلوك الحمضي لمحلول  $\text{HNO}_2$  حسب مفهوم برونستد-لوري

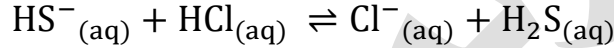


$\text{HNO}_2$  يتصرف حمض برونستد-لوري لأنه يمنح البروتون في المحلول

ب- السلوك الأمفوتيري للأيون  $\text{HS}^-$  عند تفاعله مع كل من  $\text{HCl}$  و  $\text{NO}_2^-$

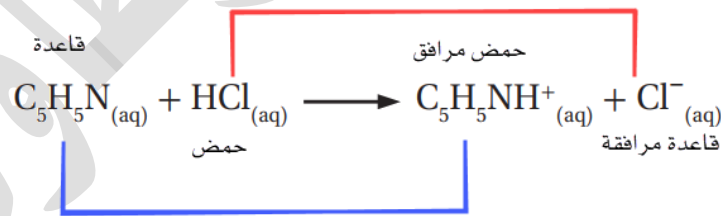
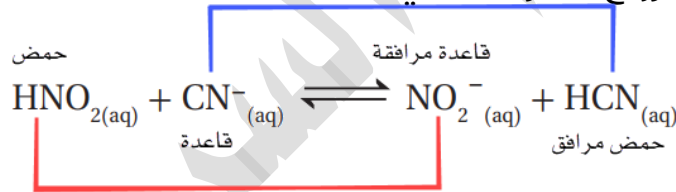


$\text{HS}^-$  يتصرف حمض ويمنح البروتون في المحلول إلى القاعدة  $\text{NO}_2^-$

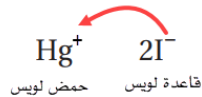
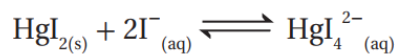


$\text{HS}^-$  يتصرف كقاعدة ويستقبل البروتون في المحلول من الحمض القوي  $\text{HCl}$

السؤال الثالث: أحدد الأزواج المترافقة في التفاعلات الآتية:



السؤال الرابع: أحدد حمض لويس وقاعدته في التفاعل الآتي:



والأصح أن نقول حمض لويس :  $\text{HgI}_2$  [إجابة الوزارة] لأنه ورد مركب في المعادلة وليس

أيون، والفلك الفارغ يستقبل من خلال الايون

**السؤال الخامس:** أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مكوّن

من إذابة 4 g منه في 200 mL من الماء. علماً أن الكتلة المولية للقاعدة NaOH = 40 g/mol  $\log 2 = 0.3$

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تتفكك كلياً



لأنها تتفكك كلياً فإن تركيز هيدروكسيد الصوديوم هو نفسه تركيز  $\text{OH}^-$

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{4}{40} = 0.1 \text{ mol} \quad M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.2} = 0.5 \text{ M}$$

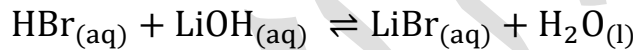
$$[\text{OH}^-] = 0.5 \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-1}} = 0.2 \times 10^{-13} = 2 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \log 2 \times 10^{-14} = 14 - \log 2 = 14 - 0.3 = 13.7$$

**السؤال السادس:** جرت معايرة 10 mL من محلول LiOH فتعادلت مع 20 mL من محلول

HBr تركيزه 0.01 M ، احسب تركيز المحلول LiOH

عند التعادل تتساوى مولات القاعدة القوية والحمض القوي



$$M_{\text{LiOH}} \times V_{\text{LiOH}} = M_{\text{HBr}} \times V_{\text{HBr}}$$

$$M_{\text{LiOH}} \times 10 = 0.01 \times 20$$

$$M_{\text{LiOH}} = \frac{0.01 \times 20}{10} = 0.01 \times 2 = 0.02 \text{ M}$$

**السؤال السابع:** أضيف 40 mL من محلول KOH تركيزه 0.4 M إلى 20 mL من محلول

HBr تركيزه 0.5 M أحسب قيمة pH للمحلول الناتج

بما أن الحمض والقاعدة يتعادلان عند تساوي المولات فإننا نحسب مولات كل منهما لنرى الزيادة

$$M_{\text{HBr}} = \frac{n_{\text{HBr}}}{V_{\text{HBr}}} \Rightarrow n_{\text{HBr}} = M_{\text{HBr}} \times V_{\text{HBr}} = 0.5 \times 0.02 = 0.01 \text{ mol}$$

$$M_{\text{KOH}} = \frac{n_{\text{KOH}}}{V_{\text{KOH}}} \Rightarrow n_{\text{KOH}} = M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}} = 0.4 \times 0.04 = 0.016 \text{ mol}$$

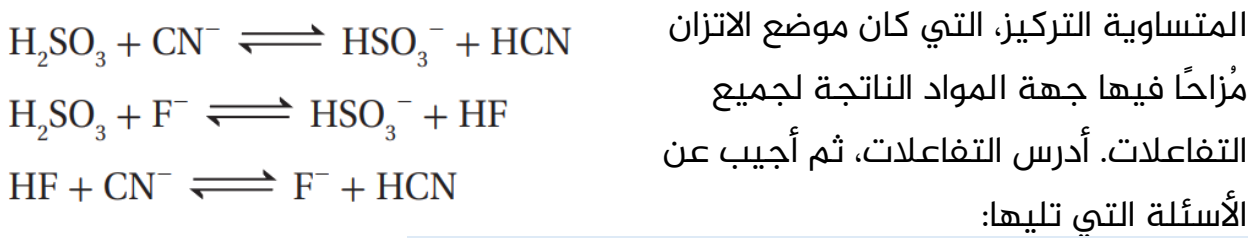
الكمية المتساوية تعادلت وكونت الماء أما الزائد فإنه يؤثر في المحلول

الفرق في المولات = 0.006 وهو زيادة في مولات أيونات الهيدروكسيد، نحسب تركيزها في المحلول

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.006 \text{ mol}}{0.02 \text{ L} + 0.04 \text{ L}} = \frac{6 \times 10^{-3}}{6 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-1} = 1 \quad \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

**السؤال الثامن:** تمثل المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض ( $H_2SO_3$ ,  $HCN$ ,  $HF$ )



انتبه: (هذا سؤال وزارة 2010 شتوية للمنهاج القديم 2007)

**أ- أكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها**

الاتزان مُزاح ناحية النواتج يعني أن المتفاعلات أقوى نسبياً كحموض وقواعد من النواتج  
نبحث عن الحموض المعروفة ونقارن بينها

$H_2SO_3$  أقوى كحمض من  $HCN$

$H_2SO_3$  أقوى كحمض من  $HF$

$HF$  أقوى كحمض من  $HCN$

ترتيب قوتهم كحموض:  $HCN < HF < H_2SO_3$

الأضعف كحمض هو  $HCN$  قاعدته المرافقة هي أقوى، وصيغتها:  $CN^-$

**ب- أكتب صيغة الحمض الذي له أعلى  $K_a$**

الأقوى كحمض هو  $H_2SO_3$  وبالتالي هو الأعلى  $K_a$

**ج- أعدد أي المحلولين يكون فيه  $[OH^-]$  الأقل: محلول  $HF$  أم محلول  $HCN$**

أقل تركيز  $[OH^-]$  يكون في الحمض الأعلى تركيز  $[H_3O^+]$  وبالتالي نبحث عن الأقوى  
بينهما  $HF$

**د- أعدد أي محاليل الحموض المذكورة له أعلى pH**

أعلى pH يكون في الحمض الأضعف حيث فيه أقل تركيز  $[H_3O^+]$  وبالتالي هو  $HCN$

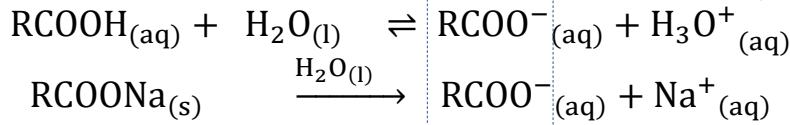
**إضافة في سؤال الوزارة 2010: أي الحموض المذكورة أكثر تأيناً في الماء؟**

هو الأقوى كحمض وهو  $H_2SO_3$

**السؤال التاسع:** محلول حجمه 2 L يتكون من 0.1 M من حمض  $RCOOH$  ورقمه

الهيدروجيني  $pH=4$  أضيفت إليه كمية من الملح  $RCOONa$  فتغيرت قيمة  $pH$  بمقدار  
1.52 درجة. احسب عدد مولات الملح المضاف. علماً أن  $\log 3 = 0.48$  (أهمل التغير في  
الحجم)

نكتب معادلات التأيين والتفكك



- نبدأ حساباتنا من الرقم الهيدروجيني لنحسب ثابت تأين الحمض
- إضافة الملح القاعدي يرفع الرقم الهيدروجيني للمحلول، نحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة الملح، ومنه نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم
- نعوض في ثابت التأيين حتى نعرف تركيز الأيون المشترك  $\text{RCOO}^-$  الذي هو مساو لتركيز الملح، فإذا عرفنا تركيز الملح نستطيع معرفة عدد المولات

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} \text{M}$$

$$K_a = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{RCOOH}]} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{1 \times 10^{-1}} = \frac{1 \times 10^{-8}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-7}$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{acid}} = 1.52$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} - 4 = 1.52$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} = 4 + 1.52 = 5.52$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{with salt}} = 10^{-5.52} = 10^{(-5.52+6)-6} = 10^{0.48} \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-6} \text{M}$$

نطبق على قانون ثابت التأيين لنحسب تركيز الأيون المشترك

$$K_a = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{RCOOH}]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{RCOOH}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{RCOO}^-]$$

$$[\text{RCOO}^-] = \frac{1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-6}} = 0.33 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{RCOO}^-] = [\text{RCOONa}] = 0.33 \times 10^{-2} \text{M}$$

نستخدم قانون المولية لنحسب عدد المولات

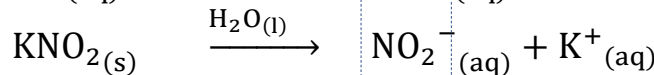
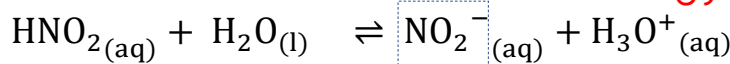
$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V = 0.33 \times 10^{-2} \times 2 = 0.66 \times 10^{-2} = 0.0066 \text{ mol}$$

**السؤال 9** نفس فكرة وزارة 2019 صيفية لكن باستخدام الرموز وتغيير القيم، والرموز كانت حمض HZ وملح NaZ، أيضاً السؤال نفس فكرة وزارة 2021 والمطلوب: كتلة الملح

**السؤال 10** محلول المنظم يتكون من الحمض  $\text{HNO}_2$  الذي تركيزه 0.3 M والملح  $\text{KNO}_2$

الذي تركيزه 0.2 M علماً أن:  $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$   $\log 3 = 0.48$   $\log 6.75 = 0.83$

- أحسب pH للمحلول



$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^-] = 0.2 \text{ M}$$

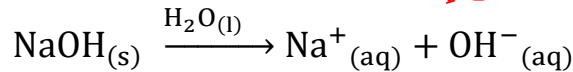
نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك وقيمة ثابت التأيين لنستخرج قيمة  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 0.3}{0.2} = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 3}{2} = 6.75 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 6.75 \times 10^{-4} = 4 - \log 6.75 = 4 - 0.83 = 3.17$$

ب- أحسب pH للمحلول السابق إذا أضيف 0.1 mol من القاعدة NaOH إلى 1 L منه



$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{1} = 0.1 \text{ M}$$

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

يقبل تركيز الحمض HNO<sub>2</sub> بنفس مقدار تركيز OH<sup>-</sup> لأنها تفاعل معها

$$[\text{HNO}_2] = 0.3 - 0.1 = 0.2 \text{ M}$$

يزداد تركيز القاعدة المرافقة NO<sub>2</sub><sup>-</sup> بنفس المقدار لأنها تكونت:

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 + 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

نحسب تركيز H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$\frac{K_a \times [\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

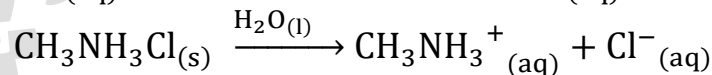
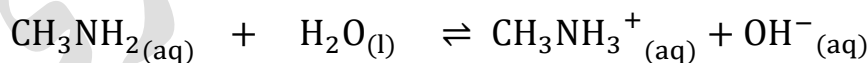
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 0.2}{0.3} = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3 = 4 - 0.48 = 3.52$$

**السؤال 11:** محلول منظم يتكون من القاعدة CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub> التي تركيزها 0.3 M والملح

CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub>Cl الذي تركيزه 0.2 M أحسب كتلة الحمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر من

المحلول لتصبح pH=10 علماً أن M<sub>r</sub>(HCl) = 36.5 g/mol K<sub>b</sub> = 4.4 × 10<sup>-4</sup>



الأيون المشترك: CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup> وتركيزه نفس تركيز الملح

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}] = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.3 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{new}} = 0.2 + x \quad [\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.3 - x \quad \text{بعد إضافة الحمض القوي:}$$

- من خلال الرقم الهيدروجيني للمحلول النهائي، نحسب تركيز أيونات [OH<sup>-</sup>] في المحلول  
[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 10<sup>-10</sup>M [OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-4</sup>M

- نستطيع حساب كتلة الحمض من مولاته التي نحسبها من تركيزه، وتركيزه نستخرجه من قانون ثابت التآين

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{(0.2 + x) \times 10^{-4}}{(0.3 - x)}$$

$$4.4 \times (0.3 - x) = (0.2 + x) \Rightarrow 1.32 - 4.4x = 0.2 + x$$


$$5.4x = 1.32 - 0.2$$

$$x = 0.2 \text{ M}$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V$$

$$n = 0.2 \times 1 = 0.2 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mr} \Rightarrow m = n \times Mr = 0.2 \times 36.5 = 7.3 \text{ g}$$

**السؤال 12:** يبين الجدول الآتي الرقم الهيدروجيني لعدد من المحاليل المختلفة 

F	E	D	C	B	A	المحلول
1	0	5	12	7	9	قيمة pH

المتساوية التراكيز، أدرسها ثم أختار منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة من الفقرات الآتية:

أ- قاعدة يكون فيها  $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$

$$\text{pOH} = 5 \quad \text{pH} = 9$$

المحلول A

ب- المحلول الذي يمثل الملح KBr

ملح متعادل من القاعدة KOH والحمض القوي HBr،  $\text{pH} = 7$ ، المحلول B

ج- محلول حمض  $\text{HNO}_3$  تركيزه 1 M

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log 1 = 0$$

المحلول E

د- محلول قاعدي تركيز  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  فيه أقل ما يمكن

المحلول C

هـ- محلول أيوناته لا تتفاعل مع الماء

المحلول B

تنويه: سؤال 12 تكررت فكرته في الوزارة 2008 صيفية/2019 تكميلي مع تغيير قيم الجدول وصيغة بعض الأسئلة

سؤال وزاري: أي محلول يمثل الحمض الأضعف؟ وأي محلول يمثل القاعدة الأقوى؟

الحمض أقل من 7، الأضعف هو أعلى pH وهو D

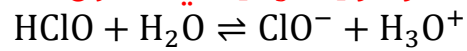
القاعدة الأقوى أعلى من 7، الأقوى هي أعلى pH وهي C

**السؤال 13:** يحتوي الجدول الآتي على معلومات تتعلق ببعض الحموض والقواعد

المحلول	معلومات متعلقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO <sub>2</sub>	[OH <sup>-</sup> ] = 1 × 10 <sup>-12</sup> M	0.2 M
HCOOH	[HCOO <sup>-</sup> ] = 2 × 10 <sup>-3</sup> M	0.03 M
HClO	K <sub>a</sub> = 3.5 × 10 <sup>-8</sup>	0.1 M
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	K <sub>b</sub> = 1.7 × 10 <sup>-6</sup>	0.1 M
C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	pH = 9	0.05 M
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	[OH <sup>-</sup> ] = 3 × 10 <sup>-3</sup> M	0.03 M

الضعيفة. أدرس هذه المعلومات ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

**أ- أحسب تركيز [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] في محلول HClO**



$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$$

$$[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} \Rightarrow 3.5 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0.1}$$

$$x^2 = 35 \times 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{35 \times 10^{-10}} \Rightarrow \sqrt{35} = \frac{35 + 36}{2\sqrt{36}} = \frac{71}{12} = 5.9$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{35 \times 10^{-10}} = 5.9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

**ب- أحدد أي المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من [OH<sup>-</sup>]: محلول HClO أم محلول HNO<sub>2</sub>**

الأعلى في [OH<sup>-</sup>] هو الأقل في [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] يعني الأضعف تأيئاً نحسبها لنقرر لأن التراكيز مختلفة

$$[\text{OH}^-]_{\text{HNO}_2} = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HNO}_2} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HClO}} = 5.9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

الأقل هو HClO وهو الأعلى في تركيز [OH<sup>-</sup>]

**ج- أحدد أي الملح أكثر قدرة على التميح: KNO<sub>2</sub> أم HCOOK**

الملح القاعدي الأكثر قدرة على التميح هو الذي حمضه أضعف حيث تكون القاعدة

المرافقة أقوى وتتفاعل مع الماء، الحمض الأضعف له أقل K<sub>a</sub>

$$K_{a(\text{HCOOH})} = \frac{2 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-3}}{0.03} = \frac{4 \times 10^{-6}}{3 \times 10^{-2}} = 1.33 \times 10^{-4}$$

$$K_{a(\text{HNO}_2)} = 5 \times 10^{-4}$$

الأضعف هو HCOOH وبالتالي ملحه هو الأقدر على التميح HCOOK

**د- أقرر أيها أقوى: الحمض المرافق للقاعدة C<sub>5</sub>H<sub>5</sub>N أم الحمض المرافق للقاعدة C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub>**

ننظر إلى قوة القاعدة من خلال K<sub>b</sub> [انتبه لا نقارن من خلال pH لأن تراكيز المحاليل مختلفة]

$$\text{pH}_{(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = 9 \quad \text{pOH}_{(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = 5$$

$$[\text{OH}^-]_{(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_{b(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})} = \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-8} = 2 \times 10^{-9}$$

$$[\text{OH}^-]_{(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} = \frac{3 \times 10^{-3} \times 3 \times 10^{-3}}{3 \times 10^{-2}} = 3 \times 10^{-4}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} > K_{b(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})}$$

$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  أضعف كقاعدة من  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  وبالتالي الحمض المرافق لـ  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  هو الأقوى وصيغته  $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$

هـ- أعدد أي المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ : محلول  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  أم محلول  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

الأعلى في تركيز  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  هو الأقل في تركيز  $[\text{OH}^-]$

$$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} \quad \text{POH}=5 \quad [\text{OH}^-]_{\text{C}_5\text{H}_5\text{N}} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2} = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

الأقل في تركيز الهيدروكسيد هو الأعلى في تركيز الهيدرونيوم وهو  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

و- أعدد أي المحلولين له أعلى رقم هيدروجيني pH محلول  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$  أم  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$

كلاهما محلول ملح حمضي، الأعلى في الرقم الهيدروجيني يعني الأضعف كملح حمضي أي الأقل قدرة على التمييه كملح حمضي، يعني حمضه المرافق أضعف،

وبالتالي القاعدة الأقوى ونحددها من خلال  $K_b$

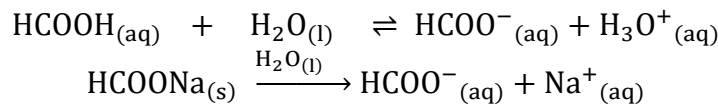
$$K_{b(\text{N}_2\text{H}_4)} = 1.7 \times 10^{-6}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} = 3 \times 10^{-4}$$

$$K_{b(\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2)} > K_{b(\text{N}_2\text{H}_4)}$$

إذاً المحلول  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$  له أعلى رقم هيدروجيني

ز- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول  $\text{HCOOH}$  عند إضافة  $0.01 \text{ mol}$  من الملح  $\text{HCOONa}$  إلى لتر من المحلول، علماً أن  $\log 4 = 0.6$



نحسب ثابت التآين من معلومات الجدول

$$[\text{HCOO}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{HCOOH}] = 3 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{2 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-3}}{3 \times 10^{-2}} = 1.33 \times 10^{-4}$$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{HCOONa}] = 0.01 = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

نعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك بقيمة ثابت التأيين لنستخرج قيمة  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \Rightarrow \frac{K_a \times [\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

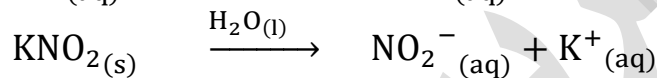
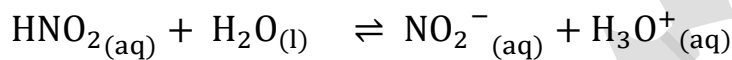
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.33 \times 10^{-4} \times 3 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-2}} = 4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4 \times 10^{-4}) = 4 - \log 4 = 4 - 0.6 = 3.4$$

تنويه: سؤال 13 فكرته شبيهة بسؤال الوزارة 2016 شتوية، انظر جداول الكوكتيل

**السؤال 14:** أحسب pH لمحلول يتكون من الحمض  $\text{HNO}_2$  ومحلول الملح  $\text{KNO}_2$  لهما

$$\log 4.5 = 0.65 \quad K_a = 4.5 \times 10^{-4}$$



$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^-] = [\text{HNO}_2] = x$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \frac{K_a \times x}{x} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4.5 \times 10^{-4} = 4 - \log 4.5 = 4 - 0.65 = 3.35$$

**السؤال 15:** أُنوِّع ما يحدث لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل، تزداد، تبقى ثابتة): (أهم)

التغير في الحجم:

أ- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح  $\text{NaHCO}_3$  إلى 500 mL من محلول الحمض  $\text{H}_2\text{CO}_3$

ملح قاعدي: تزداد pH

ب- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح  $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$  إلى 500 mL من محلول القاعدة  $\text{N}_2\text{H}_4$

ملح حمضي: تقل pH

ج- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح  $\text{LiCl}$  إلى 500 mL من محلول القاعدة  $\text{HCl}$

ملح متعادل: pH تبقى ثابتة

السؤال 16: يحتوي الجدول الآتي على عدد من المحاليل تركيز كل منها 1 M وبعض

المحلول	معلومات تتعلق بالمحلول
الحمض HC	$[H_3O^+] = 8 \times 10^{-3} M$
الحمض HD	$K_a = 4.9 \times 10^{-10}$
القاعدة B	$K_b = 1 \times 10^{-6}$
الملح KX	$pH = 9$
الملح KZ	$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M$

المعلومات المتعلقة بها، أدرس المعلومات ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أيهما أضعف الحمض HX أم الحمض HZ؟

بما أن أملاحهما قاعدية ومشاركة في الأصل وهو البوتاسيوم، ولها نفس التركيز، الملح القاعدي الأكثر تميهاً، له أعلى رقم هيدروجيني، وبالتالي حمضه هو الأضعف

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M \quad pOH = 3 \quad pH_{(KZ)} = 11$$

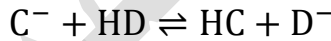
$$pH_{(KX)} = 9$$

$$KZ > KX$$

HZ هو الأضعف كحمض

أو نحلها بالاستنتاج السريع من ناحية قيمة pH حيث الحمض الأضعف له أعلى pH، نبحت عن الملح الذي له أعلى pH وهو KZ إذاً الحمض الأضعف هو HZ

ب- أكتب معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والأيون C<sup>-</sup> ثم:



أحدد الزوجين المترافقين في المحلول



أتوقع الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل

نحدد الحمض الأقوى لأن التفاعل يسير من الأقوى إلى الأضعف

$$K_{a(HD)} = 4.9 \times 10^{-10}$$

$$K_{a(HC)} = \frac{8 \times 10^{-3} \times 8 \times 10^{-3}}{1} = 6.4 \times 10^{-5}$$

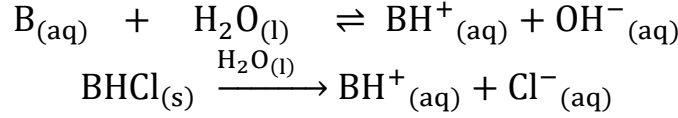
$$K_{a(HC)} > K_{a(HD)}$$

أي أن HC أقوى كحمض من HD والتفاعل يسير من النواتج إلى تكوين المتفاعلات الأضعف، موضع الاتزان يُزاح جهة المتفاعلات

ج- أستنتج القاعدة المرافقة الأضعف: D<sup>-</sup> أم C<sup>-</sup>

القاعدة المرافقة الأضعف تكون للحمض الأقوى، HC أقوى كحمض وبالتالي قاعدته المرافقة C<sup>-</sup> هي الأضعف

د- أحسب تركيز  $[H_3O^+]$  في محلول مكوّن من القاعدة B التي تركيزها 1 M والملح BHCl الذي تركيزه 0.5 M



$$[BH^+] = [BHCl] = 0.5 \text{ M}$$

$$K_b = 1 \times 10^{-6}$$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \Rightarrow \frac{K_b \times [B]}{[BH^+]} = [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-6} \times 1}{5 \times 10^{-1}} = 0.2 \times 10^{-5} = 2 \times 10^{-6} \text{ M}$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-6}} = 0.5 \times 10^{-8} = 5 \times 10^{-9} \text{ M}$$

تنويه: سؤال 16: سؤال وزارة 2003 شتوية، والفرع (د) مكرر وزارة 2016 مع تغيير الملح إلى  $BHNO_3$  والسؤال بالعكس، احسب  $K_b$  من خلال قيمة معطاة من تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، ثم احسب النسبة بين القاعدة والملح عند قيمة pH معينة ومكرر وزارة 2017 شتوية: بإضافة حمض قوي ثم حساب pH

السؤال 17: أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1- يكون تركيز الأيونات الناتجة عن تأين أحد المحاليل الآتية في الماء عند الظروف نفسها أعلى ما يمكن:

(أ)  $NH_3$

(ب)  $NaOH$

(ج)  $HCOOH$

(د)  $HClO$

الإجابة الصحيحة: ب

2- العبارة الصحيحة في المعادلة  $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$  هي:

- (أ) يتأين الحمض HA كلياً  
(ب) الحمض HA يختفي من المحلول  
(ج) الحمض HA ضعيف  
(د) لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة

الإجابة الصحيحة: ج

3- القاعدة المترافقة الأضعف في ما يأتي هي:

- (أ)  $NO_3^-$   
(ب)  $OCl^-$   
(ج)  $F^-$   
(د)  $CN^-$

الإجابة الصحيحة: أ

4- المحلول الذي لم يتمكن مفهوم أرهينيوس من تفسير سلوكه هو:

- (أ) HCl  
(ب) NaCN  
(ج) HCOOH  
(د) NaOH

الإجابة الصحيحة: ب

5- أحد الأيونات الآتية لا يعد أمفوتيرياً:

- (أ)  $H_2PO_4^-$   
(ب)  $HS^-$   
(ج)  $HCO_3^-$   
(د)  $HCOO^-$

الإجابة الصحيحة: د

6- المادة التي تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  هي:

- (أ) حمض أرهينيوس  
(ب) قاعدة لويس  
(ج) قاعدة أرهينيوس  
(د) قاعدة برونستد-لوري

الإجابة الصحيحة: ج

7- المادة التي تستطيع استقبال زوج من الإلكترونات غير الرابط من مادة أخرى هي:

- (أ)  $\text{F}^-$   
(ب)  $\text{Cu}^{2+}$   
(ج)  $\text{BF}_4^-$   
(د)  $\text{CO}_3^{2-}$

الإجابة الصحيحة: ب

8- إذا كان  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$  في محلول ما، فإن  $[\text{OH}^-]$  هو:

- (أ)  $1 \times 10^{-2} \text{ M}$   
(ب)  $1 \times 10^{-10} \text{ M}$   
(ج)  $2 \times 10^{-12} \text{ M}$   
(د)  $5 \times 10^{-13} \text{ M}$

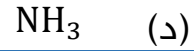
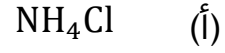
الإجابة الصحيحة: د

9- محلول حمض  $\text{HBr}$ :

- (أ) عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  تساوي فيه عدد مولات  $\text{OH}^-$   
(ب) عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أقل فيه من عدد مولات  $\text{OH}^-$   
(ج) عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  تساوي فيه عدد مولات  $\text{HBr}$  المذابة  
(د) عدد مولات  $\text{Br}^-$  تساوي فيه عدد مولات  $\text{OH}^-$

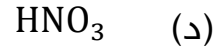
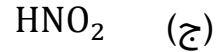
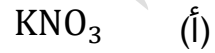
الإجابة الصحيحة: ج

10- المحلول الذي له أعلى pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:



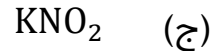
الإجابة الصحيحة: د

11- المحلول الذي له أقل pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:



الإجابة الصحيحة: د

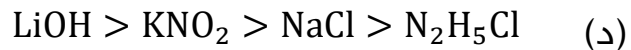
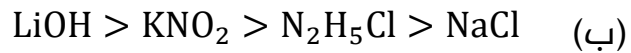
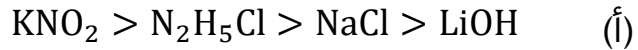
12- المحلول الذي له أقل تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز هو:



الإجابة الصحيحة: ج

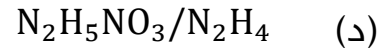
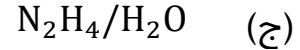
13- ترتيب المحاليل المائية للمركبات الآتية (  $\text{LiOH}$ ,  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NaCl}$  )

المتساوية في التركيز حسب رقمها الهيدروجيني pH هو:



الإجابة الصحيحة: د

14- ينتج الأيون المشترك  $N_2H_4^+$  من المحلول المكون من:



الإجابة الصحيحة: د

تم بحمد الله وتوفيقه شرح محتوى الكتاب وحل أسئلته مع الإضافات الوزارية والتدريبات الخارجية وكل ذلك لتنتفع منها في الدراسة الذاتية، جرب نفسك أولاً ثم قارن حلك لتحصل على التمكن

يلحق بأسئلة التفكير من كتاب الأنشطة

## أسئلة تفكير: كتاب الأنشطة

تركيز المحلول	$[OH^-]$	القاعدة
0.1 M	$1 \times 10^{-5} M$	A
0.01 M	$1 \times 10^{-3} M$	B
1 M	$1 \times 10^{-5} M$	C

**السؤال الأول:** يبين الجدول المجاور ثلاثة محاليل لقواعد ضعيفة مختلفة التركيز، أدرسها ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أرتب القواعد حسب قيم ثابت تأينها  $K_b$

$$K_{b(A)} = \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-9}$$

$$K_{b(B)} = \frac{1 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-4}$$

$$K_{b(C)} = \frac{1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-5}}{1} = 1 \times 10^{-10}$$

$$B > A > C$$

ب- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة A

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-5} M \quad pOH = 5 \quad pH = 9$$

ج- أحدد الملح الذي له أقل رقم هيدروجيني  $AHCl$  أم  $BHCl$

$$[OH^-]_A = 1 \times 10^{-5} M \quad pOH = 5 \quad pH = 9$$

$$[OH^-]_B = 1 \times 10^{-3} M \quad pOH = 3 \quad pH = 11$$

بما أن القاعدة A هو الأقل فملحه  $AHCl$  أقل في الرقم الهيدروجيني

وهذا نطبقه في حال كانت التراكيز متساوية، لكنها هنا غير متساوية فالأولى والأصح هو المقارنة من خلال ثابت التآين لكل قاعدة، الأضعف كقاعدة يكون ملحها الحمضي هو الأقل pH

د- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من القاعدة C والملح CHCl ، تركيز كل

منهما 0.2 M ، عند إضافة 0.01 mol من الحمض HCl إلى 0.5 L من المحلول

$$K_b = 1 \times 10^{-10}$$

$$[HCl] = [H_3O^+] = \frac{0.01}{0.5} = 0.02$$

$$[CH^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22 \text{ M}$$

$$[C] = 0.2 - 0.02 = 0.18 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[OH^-][CH^+]}{[C]} \Rightarrow 1 \times 10^{-10} = \frac{[OH^-] \times 0.22}{0.18}$$

$$[OH^-] = 8.2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8.2 \times 10^{-11}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{82 \times 10^{-12}} = 1.2 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log 1.2 \times 10^{-4} = 4 - \log 1.2 = 4 - 0.08 = 3.92$$

تنويه: هذا السؤال هو فكرة سؤال وزارة 2021 تكميلي مع إضافات

**السؤال الثاني:** محلول منظم يتكون من القاعدة  $CH_3NH_2$  تركيزها 0.2 M والملح

$CH_3NH_3Cl$  تركيزه 0.4 M علماً أن:

(أهمل التغير في الحجم)  $\log 4.4 = 0.64$   $Mr = 128 \text{ g/mol}$   $K_b = 4.5 \times 10^{-4}$

أ- قيمة pH للمحلول

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2]} \Rightarrow 4.5 \times 10^{-4} = \frac{[OH^-] \times 0.4}{0.2}$$

$$[OH^-] = 2.25 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.25 \times 10^{-4}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{225 \times 10^{-6}} = 4.4 \times 10^{-11}$$

$$pH = -\log 4.4 \times 10^{-11} = 11 - \log 4.4 = 11 - 0.64 = 10.36$$

ب- كتلة الحمض HI اللازم إضافتها إلى 800 mL من المحلول لتصبح  $pH = 10$

$$K_b = 4.5 \times 10^{-4} \quad pH = 10 \quad pOH = 4 \quad [OH^-] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[HI] = [H_3O^+] = x$$

$$[CH_3NH_3^+] = 0.4 + x$$

$$[CH_3NH_2] = 0.2 - x$$

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2]} \Rightarrow 4.5 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4} \times (0.4 + x)}{(0.2 - x)}$$

$$4.5(0.2 - x) = 0.4 + x$$

$$0.9 - 4.5x = 0.4 + x$$

$$x = [HCl] = 0.09 \text{ M}$$

$$n = M \times V = 0.09 \times 0.8 = 0.072 \text{ mol}$$

$$m = n \times Mr = 0.072 \times 128 = 9.2 \text{ g}$$

**السؤال الثالث:** محلول منظم يتكون من الحمض  $\text{HNO}_2$  تركيزه 0.3 M والملح  $\text{KNO}_2$  تركيزه

0.2 M علمًا أن:  $K_a = 4.4 \times 10^{-4}$  (أهمّل التغير في الحجم)  $\log 6.6 = 0.82$

أ- قيمة pH للمحلول

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.2}{0.3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.6 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log 6.6 \times 10^{-4} = 4 - \log 6.6 = 4 - 0.82 = 3.18$$

ب- قيمة pH للمحلول السابق إذا أُضيف 0.1 mol من الحمض HCl إلى لتر منه

$$[\text{HCl}] = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ M} \quad [\text{HNO}_2] = 0.3 + 0.1 = 0.4 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.1}{0.4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.8 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 1.8 \times 10^{-3} = 3 - \log 1.8 = 3 - 0.26 = 2.74$$

ج- عدد مولات NaOH اللازم إضافتها إلى 1 L من المحلول لتصبح pH تساوي 4

$$\text{pH} = 4 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 + x$$

$$[\text{HNO}_2] = 0.3 - x$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4} \times (0.2 + x)}{(0.3 - x)}$$

$$4.4(0.3 - x) = 0.2 + x$$

$$1.32 - 4.4x = 0.2 + x$$

$$x = [\text{NaOH}] = 0.21 \text{ M}$$

$$n = M \times V = 0.21 \times 1 = 0.21 \text{ mol}$$

**السؤال الرابع:** جرى تحضير محلول منظم من الحمض  $\text{H}_2\text{CO}_3$  والملح  $\text{NaHCO}_3$  بالتركيز

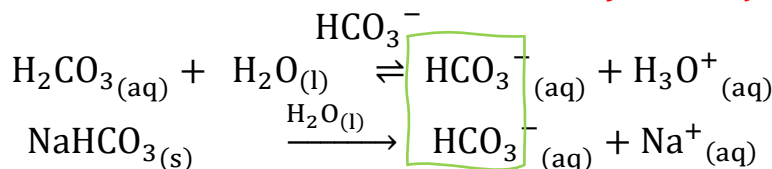
نفسه، فكان  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.3 \times 10^{-7}$  أجب عن الأسئلة الآتية:

أ- أحسب قيمة ثابت التأيّن  $K_a$  للحمض  $\text{H}_2\text{CO}_3$

$$[\text{HCO}_3^-] = [\text{H}_2\text{CO}_3]$$

$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4.3 \times 10^{-7}$$

ب- أكتب صيغة الأيون المشترك



ج- أحسب النسبة  $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$  لتكون قيمة pH للمحلول تساوي 7.45 وهي القيمة المناسبة

ليؤدي الدم وظيفته في الجسم (علمًا أن  $\log 3.55 = 0.55$ )

$$\text{pH} = 7.45 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-(7.45+8)-8} = 10^{0.55} \times 10^{-8} = 3.55 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \Rightarrow 4.3 \times 10^{-7} = \frac{[\text{HCO}_3^-]3.55 \times 10^{-8}}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{4.3 \times 10^{-7}}{3.55 \times 10^{-8}} = 12$$

تنويه: سؤال 4 هو سؤال وزارة 2001 مع تعديلات بسيطة

السؤال الخامس: أذيب 1.12 g من القاعدة KOH في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 1 L فإذا لزم 14 mL من هذا المحلول للتعاادل مع 20 mL من محلول الحمض HCl أحسب تركيز محلول HCl علمًا أن الكتلة المولية للقاعدة KOH  $M_r = 56 \text{ g/mol}$

$$n_{\text{acid}} = n_{\text{base}}$$

$$M_a \times V_a = M_b \times V_b$$

$$M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}}$$

$$n_{\text{KOH}} = \frac{1.12}{56} = 0.02 \text{ mol} \quad M_{\text{KOH}} = \frac{0.02}{1} = 0.02 \text{ M}$$

$$M_{\text{HCl}} \times 20 = 0.02 \times 14$$

$$M_{\text{HCl}} = \frac{0.02 \times 14}{20} = 0.014 \text{ M}$$

السؤال السادس: اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأيين  $K_a$  لعدد من

قيمة $K_a$	صيغة الحمض
$3.2 \times 10^{-8}$	HA
$7.5 \times 10^{-3}$	HB
$4.0 \times 10^{-10}$	HC
$6.3 \times 10^{-5}$	HD

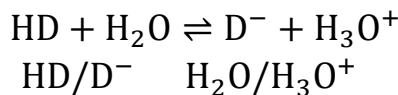
الحموض الضعيفة بالتركيز نفسه 0.25 M أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أي من محاليل هذه الحموض له أقل قيمة pH؟

الحمض الأقوى صاحب أعلى قيمة  $K_a$  هو الأقل pH وهو HB

2- أحدد الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة عند

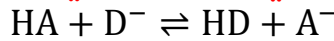
تأيين حمض HD في الماء



3- أي من محاليل أملاح البوتاسيوم لهذه الحموض له أقل قيمة pH؟

الملح الأقل pH يكون حمضه هو الأقل pH وهو HB وبالتالي سيكون ملح KB

4- أتوقع الجهة التي يربحها الاتزان في التفاعل الآتي:



بما أن HD هو أعلى في قيمة  $K_a$  وبالتالي هو أقوى من HA فالتفاعل يسير من النواتج إلى تكوين الأضعف أي إلى جهة اليسار

5- أحسب قيمة pH لمحلول الحمض HC

$$[H_3O^+] = [C^-] = x$$

$$[HC] = 0.25 \text{ M} \quad K_a = 4 \times 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C^-]}{[HC]} \Rightarrow 4 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{25 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 100 \times 10^{-12}$$

$$x = 10 \times 10^{-6} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$pH = -\log 1 \times 10^{-5} = 5$$

تنويه: السؤال السادس: سؤال وزارة 2001 تكميلي

السؤال السابع: جرى تحضير محلول منظم من القاعدة الضعيفة B التي تركيزها 0.3 M

والمحلول بالتركيز نفسه

علمًا أن  $K_b = 2 \times 10^{-4}$   $\log 2 = 0.3$   $\log 5 = 0.7$  (أهمل تغير الحجم)

1- أحسب قيمة pH للمحلول المنظم الناتج

$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} \Rightarrow 2 \times 10^{-4} = \frac{[OH^-] \times 0.3}{0.3}$$

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 0.5 \times 10^{-10} = 5 \times 10^{-11}$$

$$pH = -\log 5 \times 10^{-11} = 11 - \log 5 = 11 - 0.7 = 10.3$$

2- أحسب قيمة pH عند إضافة 0.1 mol من الحمض HCl إلى لتر من المحلول المنظم السابق.

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.1 \text{ M}$$

$$[BH^+] = 0.3 + 0.1 = 0.4 \text{ M}$$

$$[B] = 0.3 - 0.1 = 0.2 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{BH}^+]}{[\text{B}]} \Rightarrow 2 \times 10^{-4} = \frac{[\text{OH}^-] \times 0.4}{0.2}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-4} \text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-4} = 4$$

$$\text{pH} = 14 - 4 = 10$$

تنويه: السؤال السابع: سؤال وزارة 2001 تكميلي

تم بحمد الله وشكره وتوفيقه  
فما كان من صواب فالحمد لله ومن فضل الله وتوفيقه  
وما كان من خطأ فمن نفسي وتقصيري

أسأل الله أن ينفع بهذا العمل  
ويتقبله قبولاً مباركاً كما يليق بجلال وجهه وعظيم سلطانه

مع كل الحب لطلابي  
مريم السرطاوي

لا يحل لأحد تعديل الملف أو تزوير الاسم أو المتاجرة به  
الدوسية لا تتوفر في المكتبات ولا أحلّ لأيّ مكتبة المتاجرة بهذا العمل  
فقد أوقفته للعلم، الطالب يسحبه من أي مكتبة بسعر تكلفة الورق والتجليد المعروف

أسئلة الوزارة مهمة جداً فيفترض أن تمرّ عليها ولا تهملها أبداً  
ملف الوزارة محلول - ومفرغ متوفر في الحقيبة