

توجيهي

2022-2023

عصير الكيمياء

شامل المعلومات + ملحق الربط و الإثراء

م. مريم السرطاوي

تدقيق:

منصورة قنديل
يزيد العظامات
رغد عدنان
إلهام أحمد



2005
جيل




بسم الله نبداً وبه نستعين وعليه نتوكل
ولله الحمد من قبله وعن بعد ...
عزيزي الطالب.. عزيزتي الطالبة ..
أبنائي وبناتي .. أسأل الله أن يرزقكم التوفيق والسداد


كيف تراجع قبل الامتحان الوزاري؟ 

ادرس من هذا العصر الأمور الآتية: 

- المعلومات الطغالية واطفاهيم في كل وحدة، فهي مرتبة بسلاسة وهدوء
- معلومات التجارب مثبتة ضمن العصر
- الأسئلة اطرفقة في العصر، هي أمثلة غير مكررة من الكتاب والأنشطة، وكثير منه أسئلة لجملة فكرة مميزة ووحيدة لا تتكرر، وقليل جداً الخارجي وملتوب عنده "خارجي"
- العلاقات السريعة هي بابك للتخليك السريع والحساب
- الربط والاثراء ملحق في نهاية العصر

ادرس من الكتاب مراجعات الدروس والوحدات، وأسئلة التغير من كتاب الأنشطة حتى لو كان بعضها قد تكرر في العصر 

انظر إلى بنك 517 دائرة وزارية "كيمياء" جيل 2005، ملفه في الحقيبة، والحقيبة مثبتة في قناتي التيليجرام وصفحتي الشخصية على الفيسبوك 

قم بجمع امتحان وزارة واحد بشكل كامل لآخر أربع دورات وزارية مع توقيت لتختبر سرعتك، في الحقيبة ملف أربع دورات وزارية مع ماسح ضوئي [يجب ألا تتعدى الساعة ونصف] حتى يبقى لك وقت للمراجعة ونقل الإجابات على الماسح الضوئي 

إن وجدت متسعاً من الوقت فاختبر نفسك بينك العصر اطوצועي 



عصير الحموض والقواعد

- احفظ الحموض القوية وما عدا ذلك في الامتحان فعامله معاملة الضعيف
- احفظ القواعد القوية من هيدروكسيدات فلزات المجموعة الأولى والثانية، قواعد أيونية، وما عدا ذلك من القواعد التساهمية فعامله معاملة الضعيف، مثل الأمونيا والأمينات والخ

القواعد القوية الشائعة	الحموض القوية الشائعة
LiOH هيدروكسيد الليثيوم	HCl حمض الهيدروكلوريك
NaOH هيدروكسيد الصوديوم	HBr حمض الهيدروبروميك
KOH هيدروكسيد البوتاسيوم	HI حمض الهيدرويويديك
RbOH هيدروكسيد الروبيديوم	HClO ₄ حمض البيركلوريك
CsOH هيدروكسيد السيزيوم	HNO ₃ حمض النيتريك
Mg(OH) ₂ هيدروكسيد المغنيسيوم	H ₂ SO ₄ حمض الكبريتيك
Ca(OH) ₂ هيدروكسيد الكالسيوم	
Sr(OH) ₂ هيدروكسيد السترونشيوم	
Ba(OH) ₂ هيدروكسيد الباريوم	

- تأين الحمض القوي في الماء يكون كلياً وبسهم واحد →، ومثله القاعدة القوية
- تأين الحمض الضعيف في الماء يكون جزئياً وبسهمين متعاكسين ⇌ (اتجاه أمامي →) و (اتجاه عكسي ←)، ومثله القاعدة الضعيفة
- مطلوب منا في الحسابات دراسة الحموض أحادية البروتون، والقواعد أحادية الهيدروكسيد.

التعريفات

- 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 بجزء الماء برابطة تناسقية
- 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
- **ثابت تأين الحمض K_a :** ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف
- **ثابت تأين القاعدة K_b :** ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيف
- **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

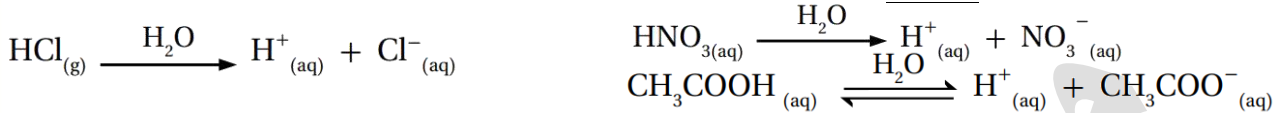
عصير المادة المقالية والحسابية

- **خصائص الحموض والقواعد:**
 - الحموض: 1- طعمها حمضي أو لاذع 2- تحوّل ورقة تبّاع الشمس الزرقاء إلى الأحمر
 - القواعد: 1- طعمها مر وملمسها زلق 2- تحوّل ورقة تبّاع الشمس الحمراء إلى الأزرق
- **المواد الغذائية التي تحتوي على حمض**
 - 1- الليمون، البرتقال والبندورة (حمض السيتريك) 2- المشروبات الغازية (حمض الكربونيك) H_2CO_3
- **المواد الغذائية التي تحتوي على قاعدة**
 - 1- الخضراوات، مثل: السبانخ، البروكلي، الخيار والخس 2- الفواكه، مثل: التفاح، المشمش، الفراولة

استخدامات القواعد في الصناعة

- تستخدم في صناعة المنظفات المنزلية والصابون، مثل: هيدروكسيد الصوديوم
- توصل أرهينيوس إلى مفهوم الحمض والقاعدة عن طريق دراسته التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية

تتأين جميع حموض أرهينيوس القوية والضعيفة في المحلول المائي وتعطي H^+ لأن الهيدروجين يرتبط برابطة تساهمية قطبية مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية نسبياً أو مجموعة أيونية



أنصاف الحموض حسب عدد ذرات الهيدروجين المتأينة:

1. أحادي البروتون: HCl ، HNO_3 ، CH_3COOH وأي حمض كربوكسيلي

2. ثنائي البروتون: H_2SO_4 ، H_2CO_3

3. ثلاثي البروتون: H_3PO_4

يُعد حمض الإيثانويك أحادي البروتون رغم وجود أكثر من ذرة هيدروجين فيه لأن ذرات الهيدروجين الثلاث المرتبطة بالكربون ليس لها القدرة على التأين؛ فالرابطة غير قطبية

الصفة المشتركة بين قواعد أرهينيوس أنها تحتوي على أيون الهيدروكسيد، فقواعد أرهينيوس أيونية



قواعد أرهينيوس: أحادي الهيدروكسيد مثل: $NaOH$ وثنائية الهيدروكسيد مثل: $Ca(OH)_2$

نلاحظ أن الماء مجرد وسط أو مذيب في حموض وقواعد أرهينيوس (يوضع فوق السهم)

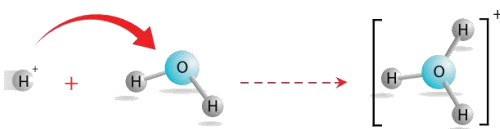
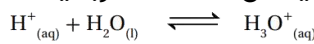
أوجه القصور والعجز في مفهوم أرهينيوس

- 1- يعتبره كحمض أو كقاعدة في المحاليل المائية فقط، فغاز HCl أو $NaOH$ في الحالة الصلبة ليس حمضاً أو قاعدة عنده، إلى أن يذوب في الماء فيحدث التأين ووقتها يقول عنه حمض أو قاعدة
- 2- لم يستطع تفسير تفاعلات حموض وقواعد في حالتها الطبيعية وليس في حالة المحاليل مثل غاز HCl غاز الأمونيا، دون أن يتأينا، رغم أنه ينتج من تفاعلها

$$NH_3_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4Cl_{(aq)}$$

$$NH_3_{(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$
 الملح نفسه NH_4Cl كلوريد الأمونيوم
- 3- لم يفسر التأثير القاعدي للقواعد التساهمية مثل: NH_3 وغيرها
- 4- لم يفسر سلوك الأملاح الحمضية مثل NH_4Cl أو سلوكها القاعدي مثل: $NaHCO_3$

أيون الهيدروجين لا يوجد منفرداً في المحلول لأنه جسيم صغير جداً، يحمل شحنة كهربائية عالية جداً



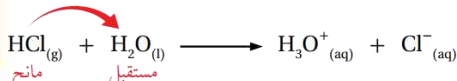
(ذو كثافة كهربائية عالية) فيرتبط بجزيء الماء ويتكون

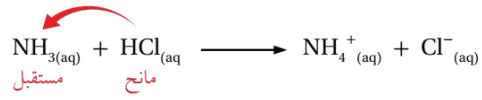
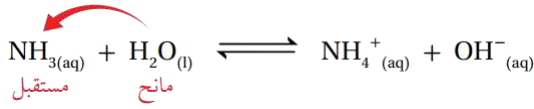
الهيدرونيوم

تمكّن العالمان برونستد ولوري بالاعتماد على انتقال

البروتون H^+ من الحمض إلى القاعدة من وضع مفهوم

للحمض والقاعدة، فالحمض يمنح البروتون والقاعدة تستقبله

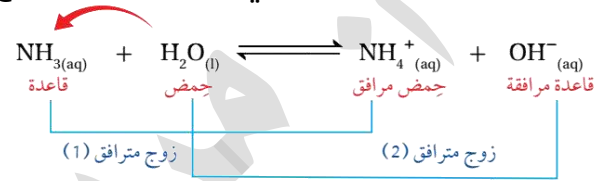
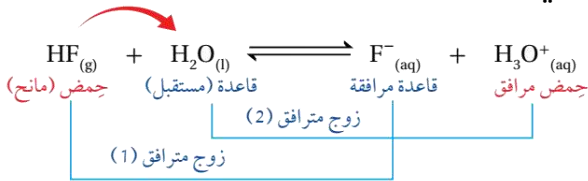




أوجه القصور والعجز في مفهوم برونستد-لوري

- 1- لم يوضح المفهوم كيفية ارتباط البروتون بالقاعدة
- 2- لم يفسر العديد من تفاعلات الحمض والقاعدة التي لا تشتمل على انتقال البروتون، مثل: تفاعل CO_2 مع الماء، وتفاعل الأيونات الغليزية مع الماء أو الأمونيا

وفق مفهوم برونستد ولوري: لكل حمض في التفاعل قاعدة مرافقة في المواد الناتجة، ولكل قاعدة في التفاعل حمض مرافق في المواد الناتجة، أزواج مترافقة في تفاعلات الحموض والقواعد، مثال:



زوج مترافق (1) الحمض وقاعدته المرافقة: HF/F^-

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

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

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

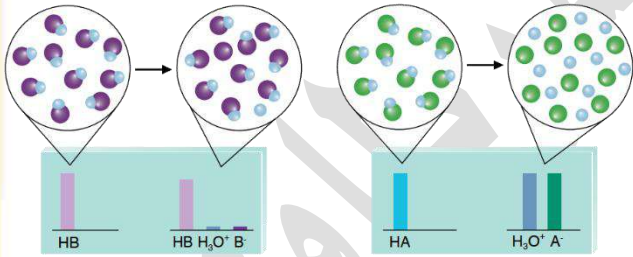
الحمض المرافق = نحطه بروتون وتزيد الشحنة

القاعدة المرافقة = نقلع منه بروتون وتقل الشحنة

الحمض القوي ينتج عنه قاعدة مرافقة ضعيفة أي ليس لها القدرة على استقبال بروتون من الحمض

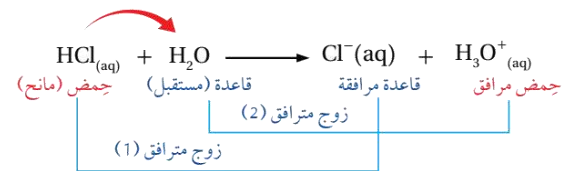
الذي في جهتها لذا لا ينعكس التفاعل

ويكون التأين كلياً



(ب) حمض ضعيف.

(أ) حمض قوي.



الماء في طرف الحمض القوي هو قاعدة قوية

HCl حمض قوي أكثر قدرة على منح البروتون من الحمض المرافق H_3O^+

Cl^- هي أقل قدرة على استقبال البروتون لتكوين HCl وبالتالي H_2O أقوى كقاعدة من القاعدة المرافقة Cl^-

المتفاعلات: HCl و H_2O أقوى كحمض وقاعدة من الحمض والقاعدة جهة النواتج، وتفاعل الحمض والقاعدة

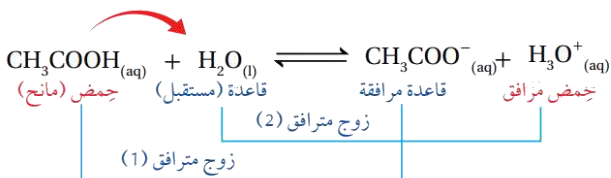
يتجه من الأقوى إلى الأضعف، فيستمر التفاعل في تكوين النواتج ولا ينعكس (تأين كلي)

الحمض الضعيف ينتج عنه قاعدة قوية نسبياً لها القدرة على استقبال بروتون من الحمض الذي في

جهتها لذا ينعكس التفاعل ويكون التأين جزئياً

وموضع الاتزان مزاح ناحية المتفاعلات دائماً،

وتركيز الحمض الضعيف أكبر من تركيز أيوناته



CH_3COO^- أكثر قدرة على استقبال البروتون من القاعدة H_2O وبالتالي CH_3COO^- أقوى كقاعدة من H_2O فيتجه التفاعل من الأقوى إلى الأضعف لذا ينعكس ويكون التأين جزئياً

- تذكر: تفاعلات الحموض والقواعد تتجه دائماً من الجهة الأقوى إلى الجهة الأضعف
- تفاعل الحموض مع الفلزات مثل المغنيسيوم وغيره: الحمض القوي يتفاعل بشكل أقوى ويتصاعد غاز الهيدروجين بشكل أسرع وأكبر من الحمض الضعيف
- التوصيل الكهربائي: يكون أقوى في محاليل الحموض القوية
- كلما زادت قدرة الحمض على التأين ومنح البروتون زادت قوته، وقلّت قوة قاعدته المرافقة
- كلما زادت قدرة القاعدة على التأين واستقبال البروتون زادت قوتها، وقلّت قوة حمضها المرافق
- يتأثر سلوك المادة كحمض أو قاعدة وفق مفهوم برونستد -لوري تبعاً لطبيعة المواد التي تتفاعل معها وقدرتها على منح البروتون أو استقباله
- فالماء مع الحمض يسلك سلوك القاعدة، الماء مع القاعدة يسلك سلوك الحمض، إذاً الماء مادة أمفوتيرية
- مواد تسلك السلوك الأمفوتيري (المتعدد):

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^-

وبستثنى منها: أيونات الهيدروكسيد OH^- وأيونات الكربوكسيل R-COO^- مثل: HCOO^- و CH_3COO^- وغيرها من أيونات الحموض الكربوكسيلية

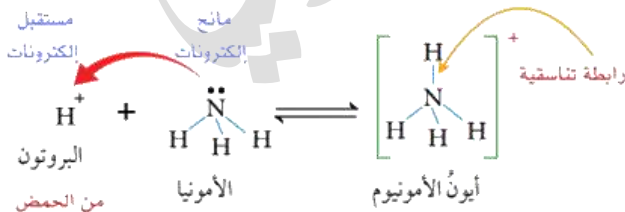
- ننظر إلى المواد الأخرى المتفاعلة معها هل هي حمض أم قاعدة وعلى أساس ذلك نقرر سلوكها من ناحية منح أو استقبال البروتون، مثال: سلوك الأيون HCO_3^- مع كل من OH^- و HNO_2

يتصرف كقاعدة تستقبل البروتون $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$

يتصرف كحمض يمنح البروتون $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

- اعتمد لويس على تصور جديد لمفهوم الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحمض، فاستطاع من خلال هذا المفهوم الشامل من:

1- تفسير الرابطة في تفاعل الحمض مع القاعدة، وتسمى بالرابطة التناسقية [وهي رابطة تساهمية بين



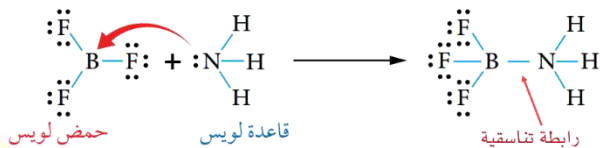
ذرتين شاركت بالإلكترونات ذرة واحدة]

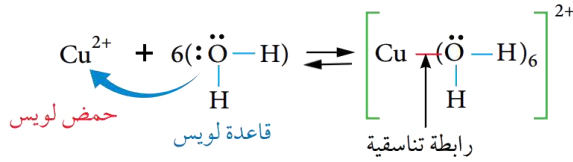
2- تفسير تفاعلات الحموض والقواعد التي ليس فيها انتقال بروتون

- حمض لويس مستقبل الإلكترونات، وقاعدة لويس مانح الإلكترونات

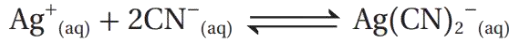
أمثلة على تفاعلات حموض وقواعد لويس لا تنطبق على مفهوم برونستد-لوري

(1) تفاعل الأمونيا مع ثلاثي فلوريد البورون

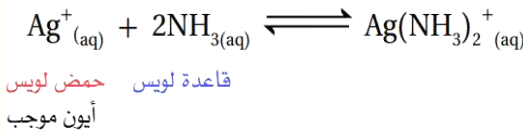




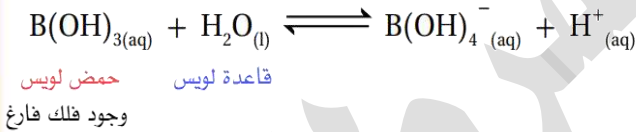
(2) تفاعلات أيونات الفلزات الانتقالية مع جزيئات الماء أو الأمونيا أو أيونات سالبة أخرى مثل CN^- ، فتتكوّن أيونات معقدة Complex Ions



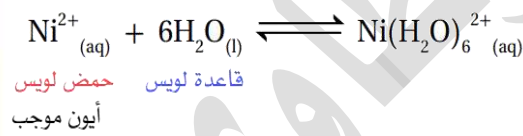
- **حموض لويس:** فقيرة بالإلكترونات لأن أفلاك مستواها الأخير فارغة تقبل الاستقبال، مثل:
 - أي جزيئات HCl حمض أو أيونات موجبة H_3O^+ , NH_4^+ تمنح البروتون H^+ هي حمض لويس
 - أيونات موجبة من الفلزات الانتقالية: Fe^{3+} , Co^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} وغيرها كثير
 - البريليوم **Be** والبورون B والألمنيوم Al، مثال: AlCl_3 , BH_3 , BeF_2
 - مركبات المجموعة 4A عدا الكربون، مثل: السيليكون Si، مثال: SiBr_4
 - مركبات فيها رابطة ثنائية بين الأكسجين مثل: CO_2 , NO_2 , SO_2 , SO_3
- **قواعد لويس:** غنية بالإلكترونات:
 - أيونات سالبة، مثل: H^- , OH^- , CN^- , O^{2-} , SO_4^{2-}
 - جزيئات فيها ذرة مركزية عليها أزواج إلكترونات غير رابطة، مثل: النيتروجين N، الأكسجين O، الكبريت S، الفسفور P، وغير ذلك [الأشهر NH_3 والماء H_2O]



أمثلة في تحديد حمض وقاعدة لويس:



المفردات التي استخدمت في تعريف الحمض والقاعدة

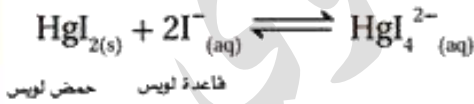


1- أيون الهيدروجين يدل على الحمض

2- أيون الهيدروكسيد يدل على القاعدة

3- الأزواج المترافقة لكليهما

4- أزواج الإلكترونات وانتقالها بينهما



■ الأسس التي اعتمد عليها مفهوم الحمض والقاعدة عند كل عالم:

الأساس الذي يقوم عليه المفهوم		المفهوم
القاعدة	الحمض	
تنتج أيون OH^- في الماء	ينتج أيون H^+ في الماء	أرهنينيوس
تستقبل البروتون	يمنح البروتون	برونستد-لوري
تمنح زوج إلكترونات	يستقبل زوج إلكترونات	لويس

- 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
- الماء يحتوي نسبة ضئيلة من الأيونات الناتجة من تفاعل جزيئات الماء في ما بينها، وهذا التفاعل هو التأيّن الذاتي للماء، جزئياً يستقبل بروتون والآخر يمنح
- نحسب تراكيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في الماء النقي من خلال ثابت الاتزان، وهي تراكيز صغيرة جداً
- لأن تأيّن الماء قليل جداً، وتركيز الماء يبقى ثابتاً، ندمج تركيز الماء مع ثابت الاتزان، ويصبح بثابت تأيّن الماء K_w وقيمته عند درجة حرارة 25°C يساوي 1×10^{-14}
- تركيز أيونات الهيدرونيوم مساو لتركيز أيونات الهيدروكسيد في الماء النقي ونسميه وسط متعادل، فإن لم يكن متساوياً فهذا معناه أن الوسط سيكون حمضياً أو قاعدياً
- أيون الهيدروكسيد يرتبط بالقاعدة وأيون الهيدرونيوم يرتبط بالحمض، وتبعاً لتركيز هذه الأيونات نستطيع تصنيف المحاليل إلى: حمضية، أو قاعدية، أو متعادلة
- تصنيف المحاليل تبعاً لتركيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد

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

المحلل	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقل من 1×10^{-7}
القاعدي	أقل من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}

مثال حسابي: أحسب تركيز H_3O^+ في محلول يحتوي

على أيونات OH^- تركيزها $1 \times 10^{-3} \text{M}$

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

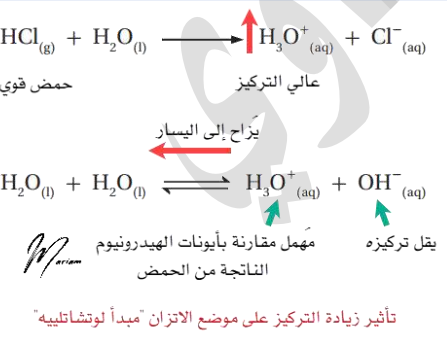
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{M}$$

المحلول قاعدي، تركيز أيون الهيدروكسيد $< 1 \times 10^{-7}$

إذا أضفنا الحمض القوي إلى الماء النقي:

- يزيد تركيز أيونات الهيدرونيوم من تأيّن الحمض القوي وبالتالي يقل تركيز أيونات الهيدروكسيد وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه "يزاح الاتزان نحو اليسار بسبب زيادة تركيز أحد النواتج"
- نهمل تركيز أيونات الهيدرونيوم الناتجة من تأيّن الماء لأنه صغير جداً مقارنة بتركيز أيونات الهيدرونيوم الناتجة من تأيّن الحمض القوي
- نعتبر الحمض القوي هو المصدر الرئيس لأيونات الهيدرونيوم وتركيزها مساو لتركيز الحمض؛ لأنه تأيّن كلياً فلن يبقى من جزيئات HCl أي شيء، نحسب تركيزها من خلال قانون المولارية
- نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد باستخدام ثابت تأيّن الماء

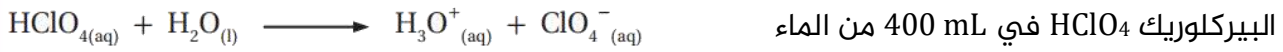


مثال حسابي: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حمض الهيدروبروميك تركيزه $1 \times 10^{-3} \text{M}$

$$[\text{HBr}] = 1 \times 10^{-3} \text{M} \quad [\text{HBr}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \quad [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-11} \text{M}$$

مثال حسابي: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول جرى تحضيره بإذابة 0.02 mol من حمض



$$n = 0.02 = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} \quad V = \frac{400}{1000} = 0.4 = 4 \times 10^{-1} \text{ L}$$

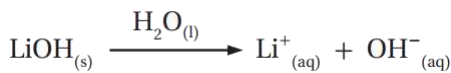
$$M = \frac{2 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-1} = 5 \times 10^{-2} \text{ M} \quad [HClO_4] = 5 \times 10^{-2} \text{ M} = [H_3O^+]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-12} \text{ M} = 2 \times 10^{-13} \text{ M}$$

■ إذا أضفنا القاعدة القوية إلى الماء النقي:

- يزيد تركيز أيونات الهيدروكسيد من تأين القاعدة القوية وبالتالي يقل تركيز أيونات الهيدرونيوم وفقاً لمبدأ لوتشاتليه "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
- نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم باستخدام ثابت تأين الماء

تذكر: تأين القاعدة القوية دائماً الماء فوق السهم، بخلاف تأين الحمض القوي حيث نكتبه وفق مفهوم برونستد



مثال حسابي: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول هيدروكسيد الليثيوم تركيزه $0.5 \times 10^{-3} \text{ M}$

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

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

مثال حسابي: محلول جرى تحضيره بإذابة 8 g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ في 200 mL من

الماء. علماً أن $M_r(NaOH) = 40 \text{ g/mol}$ أحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{8}{40} = \frac{2}{10} = 2 \times 10^{-1} \text{ mol} \quad V = \frac{200}{1000} = 0.2 = 2 \times 10^{-1} \text{ L}$$

$$M = \frac{2 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1}} = 1 \text{ M} \quad [NaOH] = [OH^-] = 1 \text{ M}$$

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

■ استخدم الكيميائيون طرق أسهل للتعبير عن حموضة وقاعدية المحاليل باستخدام الرقم الهيدروجيني

pH والرقم الهيدروكسيلي pOH لأن تراكيز الأيونات صغيرة جداً

■ يُستخدم الرقم الهيدروجيني للتعبير عن حموضة المحلول، ويعدّ مقياساً مدرّجاً من صفر إلى 14، الرقم

الهيدروجيني = درجة الحموضة $pH = -\log[H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

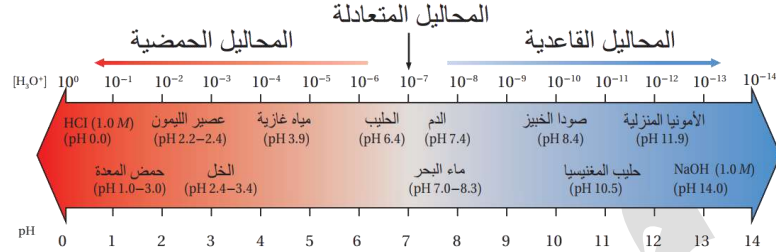
عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تليوگرام"

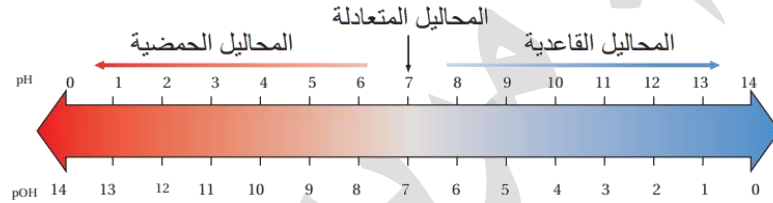
مدرسة الكيمياء، فيسبهوك

إعداد:
مرح السطروي

- يستخدم الرقم الهيدروكسيلي للتعبير عن قاعدية المحلول، ويعدّ مقياساً مدرّجاً من صفر إلى 14، الرقم الهيدروكسيلي = درجة القاعدية $pOH = -\log[OH^-]$ $[OH^-] = 10^{-pOH}$
- والعلاقة بينهما كالتالي: $pH + pOH = 14$



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



الشكل (6): العلاقة بين الرّقم الهيدروجيني والرّقم الهيدروكسيلي.

مثال حسابي: أحسب الرقم الهيدروكسيلي والرقم الهيدروجيني لمحلول $HClO_4$ تركيزه $0.008 M$ علماً أن $\log 8 = 0.9$

$$[HClO_4] = 0.008 = 8 \times 10^{-3} M = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(8 \times 10^{-3}) = 3 - \log 8 = 3 - 0.9 = 2.1$$

$$pOH = 14 - 2.1 = 11.9$$

مثال حسابي: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ تركيزه $0.02 M$ علماً أن $\log 5 = 0.7$

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

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

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5 \times 10^{-13}) = 13 - \log 5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

مثال حسابي: أحسب $[H_3O^+]$ لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي 2.2 علماً أن $\log 6.3 = 0.8$

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

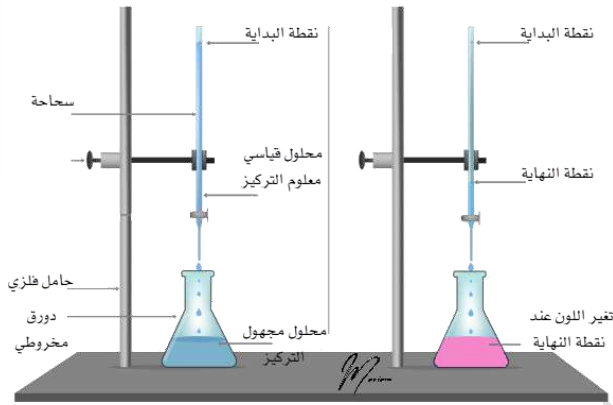
$$[H_3O^+] = 10^{(-2.2+3)-3} = 10^{0.8-3} = 10^{0.8} \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-3} M$$

مثال حسابي: أحسب $[OH^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي pOH يساوي 4

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4} M$$

تذكر العلاقات: $\log 10 = 1$ و $\log 1 = 0$

في تجربة معايرة حمض قوي بقاعدة قوية لإيجاد تركيز الحمض المجهول، نضيف الحمض مجهول التركيز معلوم الحجم إلى دورق ثم نضيف 3-4 قطرات من كاشف الفينولفثالين باستخدام القطارة ونضيف محلول القاعدة (محلول قياسي معلوم التركيز والحجم) في السحاحة، نبدأ إضافة القاعدة القوية تدريجياً وببطء إلى محلول الحمض ونحرك الدورق ونلاحظ بدء تغير اللون لكنه لا يثبت وهذا معناه أننا اقتربنا من نقطة التكافؤ، وقتها يكون عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول لكن لا نستطيع تحديدها بالنظر، فالكاشف هو الذي يحددها عندما يثبت اللون "وسيكون هنا أحمر وردي" فنقول هذه نقطة النهاية وانتهت المعايرة، ونسجل الحجم المضاف من القاعدة لنحسب تركيز الحمض المجهول

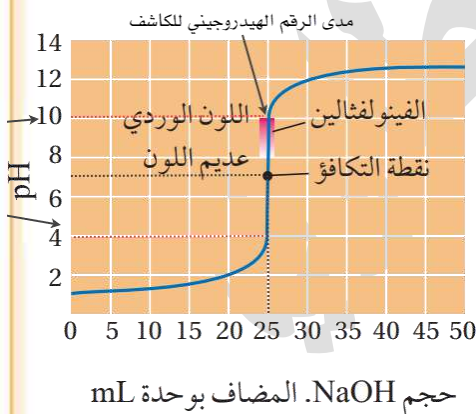


من التجربة الاستهلاكية: مزج الحمض والقاعدة إلى بعضهما نوع من تفاعلات التعادل، ترتفع الحرارة لأن تفاعل التعادل طارد للحرارة يسمى تفاعل محلول الحمض والقاعدة بالتعادل، لأنه تتعادل أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^- في المحلول وينتج عن ذلك الماء



لدينا ثلاث نقاط: التكافؤ، التعادل، النهاية، ارجع للتعريفات حتى تميز بينها، وفي معايرة الحمض القوي والقاعدة القوية تكون نقطة التكافؤ = نقطة التعادل حيث pH للمحلول تساوي 7 لحدوث التعادل التام

الكاشف المفضل استخدامه في معايرة حمض قوي بقاعدة قوية هو:



1- الفينولفثالين، مدى الرقم الهيدروجيني (8.2-10) لونه في الحمض: عديم اللون/في القاعدة: أحمر وردي

2- الميثيل الأحمر مده: 4.3-6.2، لونه في الحمض: أحمر، لونه في القاعدة: أصفر

مسائل المعايرة على نوعين في كتابنا:

1- التعادل التام ويجب أن يذكر ذلك في معطيات السؤال بقوله تعادل، أو تعادل تام، أو عادل أو أصبحت pH=7

عدد مولات الحمض القوي = عدد مولات القاعدة القوية

$$n_{acid} = n_{base}$$

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

M تدل على التركيز المولاري، V تدل على الحجم

2- الفائض فإما الزيادة في مولات الحمض أو مولات القاعدة ونعرف ذلك بحساب مولات كل طرف، ونطرح لنحدد الكمية الفائضة ونوعها حمضية أم قاعدية، ومن خلالها نحسب pH للمحلول

مثال حسابي: 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: $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \longrightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}} \quad \Leftrightarrow \quad M_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} = M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}}$$

$$0.02 \times 200 = M_{\text{HCl}} \times 250 \quad \Leftrightarrow \quad M_{\text{HCl}} = 0.016 \text{ M}$$

مثال حسابي: أحسب حجم محلول الحمض HNO₃ الذي تركيزه 0.4 M إذا تعادل تماماً مع 20 mL من

محلول القاعدة LiOH تركيزه 0.2 M وفق المعادلة الآتية:



$$M_{\text{LiOH}} \times V_{\text{LiOH}} = M_{\text{HNO}_3} \times V_{\text{HNO}_3}$$

$$0.2 \times 20 = 0.4 \times V_{\text{HNO}_3}$$

$$V_{\text{HNO}_3} = 10 \text{ mL} = 0.01 \text{ L}$$

مثال حسابي: 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؟

بما أن الحجم نفسه فيفترض عند التعادل التام لهما نفس التركيز لكن في السؤال الحمض أعلى في التركيز وبالتالي المحلول الناتج سيكون حمضياً، وهذا السؤال من حسابات الفائض

مثال حسابي: 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

$$M_{\text{HBr}} = \frac{n_{\text{HBr}}}{V_{\text{HBr}}} \quad \Leftrightarrow \quad n_{\text{HBr}} = M_{\text{HBr}} \times V_{\text{HBr}} = 0.5 \times 0.02 = 0.01 \text{ mol}$$

$$M_{\text{KOH}} = \frac{n_{\text{KOH}}}{V_{\text{KOH}}} \quad \Leftrightarrow \quad n_{\text{KOH}} = M_{\text{KOH}} \times V_{\text{KOH}} = 0.4 \times 0.04 = 0.016 \text{ mol}$$

الفرق في المولات = 0.006 وهو زيادة في مولات أيونات الهيدروكسيد، نحسب تركيزها في المحلول

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.006 \text{ mol}}{0.02 \text{ L} + 0.04 \text{ L}} = \frac{6 \times 10^{-3}}{6 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-1} = 1 \quad \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

مثال حسابي: أذيب 1.12 g من القاعدة KOH في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 1 L فإذا

لزم 14 mL من هذا المحلول للتعادل مع 20 mL من محلول الحمض HCl أحسب تركيز محلول HCl علماً

أن الكتلة المولية للقاعدة KOH Mr = 56g/mol

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

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

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

$$n_{\text{KOH}} = \frac{1.12}{56} = 0.02 \text{ mol} \quad M_{\text{KOH}} = \frac{0.02}{1} = 0.02 \text{ M}$$

$$M_{\text{HCl}} \times 20 = 0.02 \times 14$$

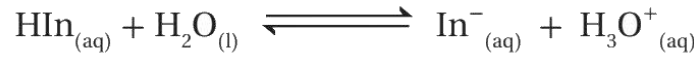
$$M_{\text{HCl}} = \frac{0.02 \times 14}{20} = 0.014 \text{ M}$$

▪ **نستفيد من الكواشف:**

1- تحديد نقطة التكافؤ أثناء المعايرة وبالتالي تحديد انتهاء المعايرة

2- كشف عن نوع المحلول حمضي أم قاعدي، حسب لونه في الوسط

▪ معادلة الكاشف الحمضي الضعيف الذي رمزه HIn يتأين جزئياً "التفاعل منعكس"



لون 1

لون 2

▪ إذا أضيف الكاشف الحمضي إلى الوسط الحمضي الذي يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^+ مقارنة بمحلول الكاشف، حسب مبدأ لوتشاتليه يندفع التفاعل بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف ليقلل من

تركيز H_3O^+ وتركيز In^- فيختفي اللون 2 وبالمقابل يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويظهر اللون 1

▪ إذا أضيف الكاشف الحمضي إلى الوسط القاعدي الذي يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات OH^- وبالتالي فإن أيونات H_3O^+ ستستهلك في محلول الكاشف ووفقاً لمبدأ لوتشاتليه سيندفع التفاعل بالاتجاه

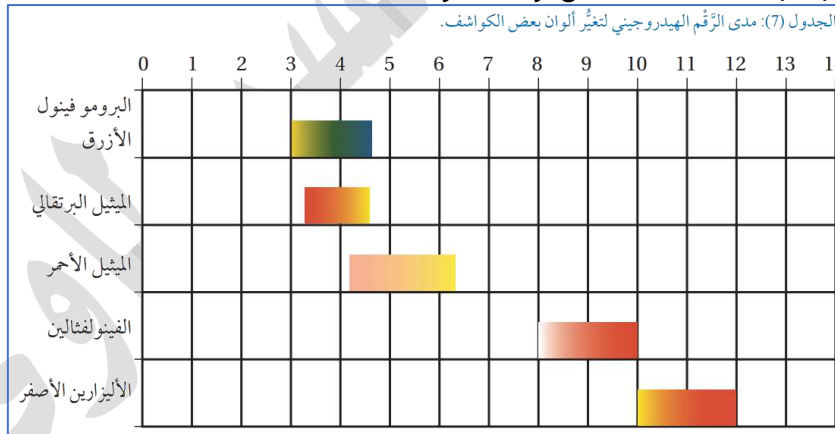
الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^+ مما يزيد من تركيز In^- ويظهر اللون 2 وبالمقابل يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويختفي اللون 1

▪ يتغير لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني، لأن تغير لونه يعتمد على النسبة بين تركيز

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

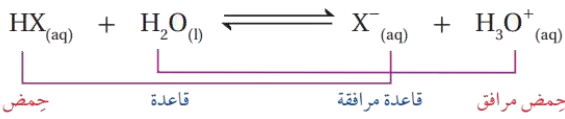
▪ تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب، حيث يجري اختبار كاشف يتغير لونه عند رقم

هيدروجيني قريب جداً لنقطة التعادل أو التكافؤ



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
الفينولفتالين	عديم اللون	وردي	8.2 - 10
الأليزارين الأصفر	أصفر	أحمر	10.2 - 12

الحمض القوي يتأين كلياً ودرسناه، أما الحمض الضعيف سيتأين جزئياً وتفاعله منعكس حيث تبقى



المعادلة العامة لتأين الحمض الضعيف:

تركيز الحمض الضعيف عال مقارنة بتركيز الأيونات

النتيجة من تأينه في الماء، لأن القاعدة المرافقة X^- أقوى من القاعدة H_2O ، وبالتالي تستقبل بروتون

وتعيد تكوين الحمض بصورة مستمرة فيزداد تركيز الحمض، ونقول موضع الاتزان مٌزاح جهة المتفاعلات

جهة جزيئات الحمض الضعيف

نعبّر عن تركيز الأيونات الناتجة إلى تركيز الحمض من خلال ثابت تأين الحمض ويرمز له بـ K_a

كلما ازدادت قيمة ثابت تأين الحمض معناها زيادة في تركيز أيونات الهيدرونيوم

H_3O^+ ، وبالتالي زيادة في قوة الحمض وقدرته على التآين

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

في مقارنة ما إذا كانت تراكيز الحموض متساوية:

1- نميز الحمض الأقوى أو الأضعف من أي بيانات معنا، سواء تركيز هيدرونيوم أو ثابت تأين

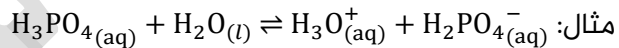
2- نميز تركيز أيونات الهيدرونيوم الأعلى أو الأقل أو الـ pH من أي بيانات معنا ولو كانت ثابت التآين

في مقارنة ما إذا كانت تراكيز الحموض مختلفة:

1- نميز الحمض الأقوى أو الأضعف فقط بحساب ثابت التآين

2- نميز تراكيز أيونات الهيدرونيوم الأعلى أو الأقل أو الـ pH من خلال حسابها

اعلم أننا في الحسابات نهتم بالمرحلة الأولى من التآين، وثابت التآين سيكون لهذه المرحلة فقط



نهمل النقصان في تركيز الحمض النهائي ونعتبره نفس الابتدائي، لأن تركيز الحمض الضعيف خلال

التفاعل المنعكس المتزن عال مقارنة بتركيز أيوناته

نعتبر الأيونات الناتجة لها نفس التركيز عند الاتزان لأننا نتعامل في معادلات التآين بنسب مولات 1:1

بين أيون الهيدرونيوم H_3O^+ والأيون السالب X^-

ونستخدم قانون ثابت التآين لنحسب من خلاله ما يلزم

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

المعادلة/التراكيز	$\text{HX}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{X}^{-}_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}$		
عند البداية	التركيز الابتدائي	0	0
التغير	-x	+x	+x
عند الاتزان	- التركيز الابتدائي	x	x

مثال حسابي: أحسب تركيز أيونات H_3O^+ محلول حمض النيتروجين (III) HNO_2 تركيزه 0.03 M علماً أن

$$K_a = 4.5 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = 4.5 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{3 \times 10^{-2}}$$

$$x^2 = 4.5 \times 10^{-4} \times 3 \times 10^{-2}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{13.5 \times 10^{-6}} = 3.6 \times 10^{-3} \text{M}$$

مثال حسابي: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزه 2 M علماً أن $\log 1.12 = 0.05$ $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = 6.3 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2}$$

$$x^2 = 12.6 \times 10^{-5} = 1.26 \times 10^{-4}$$

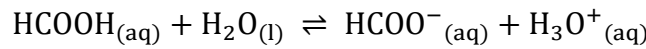
$$x = [H_3O^+] = \sqrt{1.26 \times 10^{-4}} = 1.12 \times 10^{-2}\text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.12 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1.12 = 2 - 0.05 = 1.95$$

مثال حسابي: أحسب كتلة حمض الميثانويك $HCOOH$ اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 1 L ورقمه

الهيدروجيني 2.7 علماً أن $\log 2 = 0.3$ $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$

$Mr = 46\text{ g/mol}$



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

$$[HCOO^-] = [H_3O^+]$$

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

$$[H_3O^+] = 10^{-2.7} = 10^{(-2.7+3)-3} = 10^{0.3} \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-3}$$

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

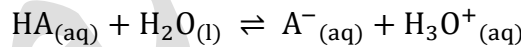
$$[HCOOH] = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{K_a} = \frac{2 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-3}}{1.7 \times 10^{-4}} = 2.35 \times 10^{-2}\text{ M}$$

$$n = M \times V = 2.35 \times 10^{-2} \times 1 = 2.35 \times 10^{-2}\text{ mol}$$

$$m = Mr \times n = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 2.35 \times 10^{-2}\text{ mol} = 108.1 \times 10^{-2} \Rightarrow 1.08\text{ g}$$

مثال حسابي: أحسب ثابت تأين حمض ضعيف HA رقمه الهيدروجيني 3 حضر بإذابة 0.1 mol منه في

500 mL من الماء



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$[A^-] = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.5} = \frac{1}{5} = 0.2 = 2 \times 10^{-1}$$

$$K_a = \frac{1 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-1}} = \frac{1 \times 10^{-6}}{2 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-6}$$

تذكر علاقات سريعة:

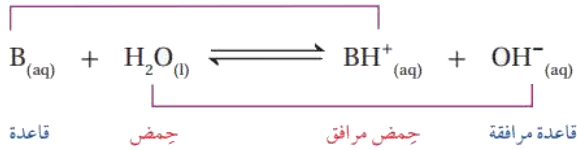
- ثابت تأين الحمض وتركيز أيونات الهيدرونيوم [علاقة طردية]
- ثابت تأين الحمض والرقم الهيدروجيني [علاقة عكسية]
- كلما زاد ثابت تأين الحمض كلما كان الحمض أقوى وكانت القاعدة المرافقة له أضعف
- كلما قل الرقم الهيدروجيني أو زاد تركيز أيون الهيدرونيوم معناه الحمضية تزداد
- كلما قل تركيز أيون الهيدروكسيد معناه الحمضية تزداد
- إذا تشابه تركيز حمض قوي وضعيف فالرقم الهيدروجيني الأقل للأقوى

عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تليجرام"

مدرسة الكيمياء، فيسبهك

إعداد:
مرح السطواني



المعادلة العامة لتأين القاعدة الضعيفة:

تركيز القاعدة الضعيفة عال مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة لأن الحمض المرافق BH^+ أقوى من الحمض H_2O ، وبالتالي يمنح البروتون ويُعاد تكوين القاعدة B بصورة مستمرة فيزداد تركيزها

نعبّر عن تركيز الأيونات الناتجة إلى تركيز القاعدة من خلال ثابت تأين القاعدة ويُرمز له بـ K_b

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

كلما ازدادت قيمة ثابت تأين القاعدة معناها زيادة في تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- ، وبالتالي زيادة في قوة القاعدة وقدرتها على التأيين

في مقارنة ما إذا كانت تراكيز القواعد متساوية:

- 1- نميز القاعدة الأقوى أو الأضعف من أي بيانات معنا، سواء تركيز هيدروكسيد أو ثابت تأين
- 2- نميز تركيز أيونات الهيدروكسيد الأعلى أو الأقل أو الـ pH من أي بيانات معنا ولو كانت ثابت التأيين

في مقارنة ما إذا كانت تراكيز القواعد مختلفة:

- 1- نميز القاعدة الأقوى أو الأضعف فقط بحساب ثابت التأيين
- 2- نميز تراكيز أيونات الهيدروكسيد الأعلى أو الأقل أو الـ pH من خلال حسابها

- نهمل النقصان في تركيز القاعدة النهائي ونعتبره نفس الابتدائي، لأن تركيز القاعدة الضعيفة خلال التفاعل المنعكس المتزن عال مقارنة بتركيز أيوناته
- نعتبر الأيونات الناتجة لها نفس التركيز عند الاتزان لأننا نتعامل في معادلات التأيين بنسب مولات 1:1 بين أيون الهيدروكسيد OH^- والأيون الموجب BH^+
- ونستخدم قانون ثابت التأيين لنحسب من خلاله ما يلزم

مثال حسابي: أحسب تركيز OH^- في محلول الأمونيا NH_3 الذي تركيزه 0.2 M علماً أن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

المعادلة/التراكيز	$NH_3(aq)$	$H_2O(l)$	$OH^-_{(aq)}$	$NH_4^+_{(aq)}$
عند البداية	0.2		0	0
التغير	-x		+x	+x
عند الاتزان	$0.2 - x \approx 0.2$		x	x
	2×10^{-1}			

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-1}}$$

$$x = [OH^-] = \sqrt{3.6 \times 10^{-3}} = 1.9 \times 10^{-3} M$$

مثال حسابي: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول البيريدين C_5H_5N الذي تركيزه 2 M علماً أن

$$\log 1.9 = 0.28, \quad K_b = 1.4 \times 10^{-9}$$

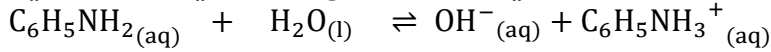
$$K_b = \frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]} \Rightarrow 1.4 \times 10^{-9} = \frac{x^2}{2}$$

$$x = [OH^-] = \sqrt{28} \times 10^{-5} = 5.3 \times 10^{-5} M$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.3 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{53 \times 10^{-6}} = 1.9 \times 10^{-10} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.9 \times 10^{-10}) = 10 - \log 1.9 = 10 - 0.28 = 9.72$$

مثال حسابي: الأنيلين قاعدة تستخدم في صناعة الأصباغ، تتأين في الماء كما في المعادلة:

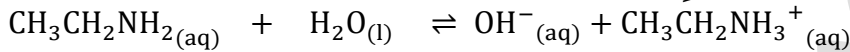


أحسب ثابت تأين الأنيلين لمحلول منها تركيزه 4 M يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $4.15 \times 10^{-5} M$

$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]} \Rightarrow [OH^-] = [C_6H_5NH_3^+]$$

$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{4.15 \times 10^{-5} \times 4.15 \times 10^{-5}}{4} = 4.3 \times 10^{-10}$$

مثال حسابي: تتأين القاعدة إيثيل أمين وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز القاعدة في محلول منها رقمه الهيدروجيني 10 علماً أن ثابت تأين القاعدة $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$
 $pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - 10 = 4$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4} M \Rightarrow K_b = \frac{[OH^-][CH_3CH_2NH_3^+]}{[CH_3CH_2NH_2]}$$

$$[OH^-] = [CH_3CH_2NH_3^+] \Rightarrow [CH_3CH_2NH_2] = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.1 \times 10^{-5}$$

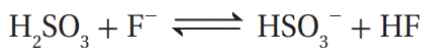
تذكر علاقات سريعة:

- 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

مثال حسابي: تمثل المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (H_2SO_3 , HCN , HF) المتساوية



التركيز، التي كان موضع الاتزان مُزاحاً فيها جهة المواد



النتيجة لجميع التفاعلات.



1- صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها

ترتيب قوتهم كحموض: $HCN < HF < H_2SO_3$

الأضعف كحمض هو HCN قاعدته المرافقة هي الأقوى، وصيغتها: CN^-

2- صيغة الحمض الذي له أعلى K_a هو H_2SO_3 لأنه الأقوى كحمض

3- المحلول الذي يكون فيه $[OH^-]$ الأقل: H_2SO_3 لأنه الأقوى يعني الأقل pH وبالتالي أقل $[OH^-]$

4- الحمض الذي له أعلى pH هو HCN لأنه الحمض الأضعف حيث فيه أقل تركيز $[H_3O^+]$

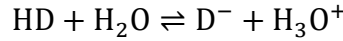
مثال حسابي: اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأيين K_a لعدد من الحموض الضعيفة

صيغة الحمض	قيمة K_a
HA	3.2×10^{-8}
HB	7.5×10^{-3}
HC	4.0×10^{-10}
HD	6.3×10^{-5}

بالتركيز نفسه 0.25 M:

1- محلول الحمض الذي له أقل قيمة pH: HB لأنه الحمض الأقوى أعلى K_a

2- الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة عند تأين حمض HD في الماء



3- الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل الآتي: $HA + D^- \rightleftharpoons HD + A^-$

الاتزان جهة اليسار، لأن HD أقوى من HA فيسير التفاعل من النواتج إلى المتفاعلات

مثال حسابي: يحتوي الجدول الآتي على معلومات تتعلق ببعض الحموض والقواعد الضعيفة. أدرس

المحلول	معلومات متعلقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO ₂	$[OH^-] = 1 \times 10^{-12} M$	0.2 M
HCOOH	$[HCOO^-] = 2 \times 10^{-3} M$	0.03 M
HClO	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$	0.1 M
N ₂ H ₄	$K_b = 1.7 \times 10^{-6}$	0.1 M
C ₅ H ₅ N	pH = 9	0.05 M
C ₂ H ₅ NH ₂	$[OH^-] = 3 \times 10^{-3} M$	0.03 M

هذه المعلومات:

1- تركيز $[H_3O^+]$ في محلول HClO



$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} \Rightarrow 3.5 \times 10^{-8} = \frac{x^2}{0.1}$$

$$x = [H_3O^+] = \sqrt{35 \times 10^{-10}} = 5.9 \times 10^{-5} M$$

2- المحلول الذي يحتوي أعلى تركيز من $[OH^-]$: محلول

HClO أم محلول HNO₂

الأعلى في $[OH^-]$ هو الأقل في $[H_3O^+]$ فنحسبه لـ HNO₂

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

بينما لحمض HClO يساوي $[H_3O^+] = 5.9 \times 10^{-5} M$

فالجواب هو HClO

لو قارنا من خلال ثابت التأيين سنجد أن الجواب نفسه، لكن الأصح عند اختلاف التراكيز وطلب مقارنة تراكيز أو

رقم هيدروجيني أن نحسب تلك التراكيز

3- الأقوى: الحمض المرافق للقاعدة C₅H₅N أم الحمض المرافق للقاعدة C₂H₅NH₂

$$K_b(C_2H_5NH_2) > K_b(C_5H_5N)$$

وبالتالي الحمض المرافق لـ C₅H₅N هو الأقوى وصيغته C₅H₅NH⁺

لأن التراكيز مختلفة فنقارن القوة من خلال ثابت التأيين فقط وليس من خلال تراكيز أيونات

▪ فشل أرهينيوس 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 استقبله في التفاعل

▪ الأملاح: مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة

▪ يحصل جسم الإنسان على الأملاح عن طريق الغذاء والماء

- للأملح دور مهم في حياة الإنسان:
- 1- 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
 - ج- أملاح البوتاسيوم تساعد على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم
- 2- لها دور مهم في الصناعة: 1- الأدوية 2- مستحضرات التجميل

- تتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك في الماء، وفي كتابنا نفترض أنها تتفكك كلياً في الماء إلى أيونات سالبة وموجبة (نرسم سهم واحد في معادلة تفكك الملح)

$$AB \xrightarrow{H_2O} A^+ + B^-$$
 إذا تفاعلت أيونات الملح مع الماء فقد تميته، (التميه)، فينتج في الماء أيونات H_3O^+ أو OH^-
- وإذا لم تتفاعل فقد ذابت فقط، عملية ذوبان: أي تفكك الملح في الماء إلى أيونات سالبة وموجبة وانتشاره بين جزيئات الماء دون أن يتفاعل معها، فيبقى المحلول المائي متعادلاً و $pH = 7$ ، مثال: كلوريد الصوديوم NaCl
- فإذا أنتج الملح 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



- عند استخدام كاشف برومو ثيمول الأزرق في محاليل الأملاح:
- 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

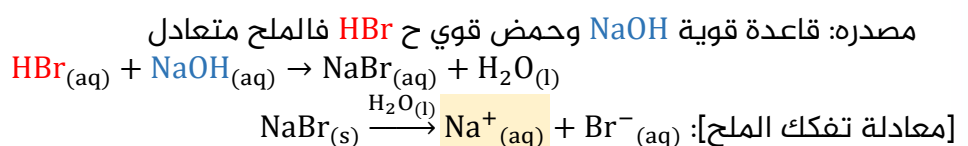
- تختلف طبيعة الملح وسلوكه في الماء تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل مع الماء إلى ثلاثة أنواع: أملاح متعادلة 2- أملاح حمضية 3- أملاح قاعدية
 - نعرف الأصل المكوّن للملح بتجزئته إلى طرفه السالب والموجب إذا كان فيه فلز، فنضيف أطراف الماء إليها، أما إذا لم يكن هناك أي فلز ففي الملح جزء من قاعدة ضعيفة (فيها نيروجين) فنبدل مكان البروتون من القاعدة إلى الحمض
- الجدول (10): سلوك الملح تبعاً لمصدر أيوناته.

تأثير محلول الملح	مصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة	
متعادل	قاعدة قوية	حمض قوي
حمضي	قاعدة ضعيفة	حمض قوي
قاعدي	قاعدة قوية	حمض ضعيف

مقارنة بين الأملاح المتعادلة والحمضية والقاعدية

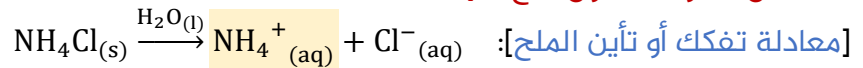
نوع المحلول الملحي	تعريفه أو كيف ينتج؟	هل يتفاعل مع الماء، هل يتميه؟	pH	مثال
متعادل	ينتج الملح المتعادل عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية	الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة فلا تستقبل بروتون من الماء أي لا تتفاعل القاعدة القوية يكون أيونها الموجب ضعيفاً فلا يتفاعل مع الماء ويبقى تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- على حالها	7	NaCl يتكون من تفاعل $NaOH + HCl$ NaBr يتكون من تفاعل $NaOH + HBr$ KCl يتكون من تفاعل $KOH + HCl$
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 H_3O^+ وبذلك يزداد تركيز أيونات H_3O^+ ويقل الرقم الهيدروجيني فيكون المحلول حمضياً	أقل من 7	NH_4Cl يتكون من تفاعل $NH_3 + HCl$ $Al(NO_3)_3$ يتكون من تفاعل $Al(OH)_3 + HNO_3$ NH_4NO_3 يتكون من تفاعل $NH_3 + HNO_3$
قاعدي	ينتج الملح القاعدي من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف	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^- وبذلك يزداد تركيز أيونات OH^- ويرتفع الرقم الهيدروجيني فيكون المحلول قاعدياً	أكبر من 7	CH_3COONa يتكون من تفاعل $NaOH + CH_3COOH$ NaF يتكون من تفاعل $NaOH + HF$ KNO_2 يتكون من تفاعل $KOH + HNO_2$

مثال: سلوك محلول ملح NaBr

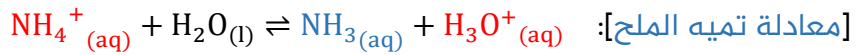


القاعدة المرافقة Br^- ضعيفة لأن مصدرها حمض قوي فلا تستقبل البروتون في المحلول ولا يتميه
والأيون الموجب Na^+ ضعيف لأن مصدره قاعدة قوية، لذا لن يتميه
فيبقى تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- ثابتاً في المحلول ويكون محلول الملح متعادلاً $pH=7$

مثال: سلوك محلول ملح NH_4Cl

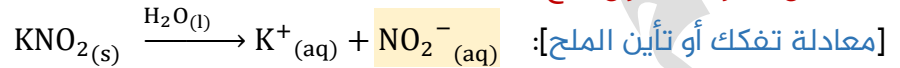


القاعدة المرافقة Cl^- ضعيفة لأن مصدرها حمض قوي فلا تستقبل البروتون في المحلول ولا تتميه أما الحمض المرافق NH_4^+ قوي نسبياً لأن مصدره قاعدة ضعيفة (الأمونيا) فيمنح البروتون إلى الماء، يتميه



فيزداد تركيز أيونات H_3O^+ ونعتبر المحلول حمضياً، $pH < 7$ ونقول عنه يتميه

مثال: سلوك محلول ملح KNO_2



الأيون الموجب K^+ ضعيف لأن مصدره القاعدة القوية، فلا يتميه بينما القاعدة المرافقة NO_2^- قاعدة قوية نسبياً تستقبل البروتون في المحلول لأن حمضها ضعيف،



المحلول يتفاعل مع الماء ويؤثر في تركيز أيونات OH^- والمحلول قاعدي، $pH > 7$ أي أنه يتميه

علاقات سريعة:

- 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 NO_3, SO_4, ClO_4 إذا كانت في الملح فهي لا تتفاعل مع الماء
- نفرق بين الحموضة ودرجة الحموضة، فالحموضة معناها تركيز أيونات الهيدرونيوم، ودرجة الحموضة معناها الرقم الهيدروجيني، ونفس الشيء القاعدية ودرجة القاعدية
- تذكر: معادلات التمييه بسهمين
- تذكر: معادلات تفكك الملح بشكل كلي (سهم واحد)
- عند المقارنة بين تميه الأملاح، الملح الأعلى قدرة على التمييه \Rightarrow يكون حمضه الضعيف أو قاعدته الضعيفة هو/هي الأضعف
- الملح الأكثر أو الأقل تميهًا نحدده بالمقارنة بين pH للأملاح أو من ثابت تأين أصلها الضعيف

قاعدة قوية	قاعدة ضعيفة	ملح قاعدي	متعادل	ملح حمضي	حمض ضعيف	حمض قوي
14	13	12	11	10	9	8
7	6	5	4	3	2	1
0	pH					

مثال حسابي: يحتوي الجدول الآتي على عدد من المحاليل تركيز كل منها 1 M وبعض المعلومات

المحلل	معلومات تتعلق بالمحلل
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	$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M$

المتعلقة بها:

الحمض الأضعف HX أم HZ

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 التمي

HZ هو الأضعف كحمض

مثال حسابي: يبين الجدول الآتي الرقم الهيدروجيني لعدد من المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز:

المحلل	A	B	C	D	E	F
قيمة pH	9	7	12	5	0	1

أ- قاعدة يكون فيها $[OH^-] = 1 \times 10^{-5} M$

$$pOH = 5 \quad pH = 9$$

المحلل A

ب- المحلول الذي يمثل الملح KBr

ملح متعادل من القاعدة KOH والحمض القوي HBr، $pH = 7$ ، المحلول B

ج- محلول حمض HNO_3 تركيزه 1 M

$$[H_3O^+] = 1 M \quad pH = -\log 1 = 0$$

المحلل E

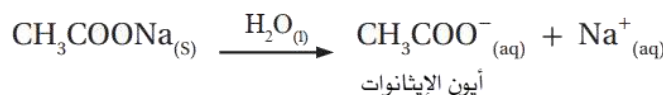
د- محلول قاعدي تركيز $[H_3O^+]$ فيه أقل ما يمكن المحلول C

ه- محلول أيوناته لا تتفاعل مع الماء المحلول B

- تعلماً إضافة الملح إلى الماء وكيف أنه يؤثر على تركيز الأيونات فيتحول المحلول إلى حمضي أو قاعدي أو يبقى متعادلاً حسب مبدأ التمي
- ممكن إضافة الملح إلى قاعدة أو حمض ضعيف ونرى تأثير الملح قاعدياً أو حمضياً وذلك عن طريق علاقة بين الملح والحمض أو الملح والقاعدة، فلا بد من أيون يدخل في تركيب المادتين ونسميه الأيون المشترك
- في حسابات الأيون المشترك نستخدم: حمض ضعيف وملحه القاعدي، أو قاعدة ضعيفة وملحها الحمضي

التأثير أو الأثر القاعدي للملح عند إضافته إلى حمض ضعيف: (حمض ضعيف وملحه القاعدي)

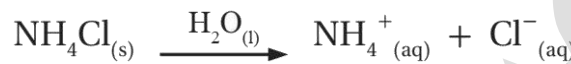
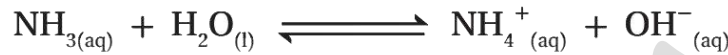
نضيف ملح إيثانوات الصوديوم الذي سيتفكك كلياً في محلول الحمض منتجاً أيون الإيثانوات وأيون



- أيون الإيثانوات مشترك بين الملح والحمض الضعيف، يزداد تركيزه في المحلول، ونهمل تركيز الأيون السالب القادم من الحمض، يُزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو حمض الإيثانويك) فيزداد تركيز الحمض ويقل تركيز أيوناته ومنها الهيدرونيوم H_3O^+ ، وبالتالي يزداد تركيز OH^- في المحلول ويرتفع الرقم الهيدروجيني
- صيغة الأيون المشترك ذو التأثير القاعدي = صيغة القاعدة المرافقة للحمض الضعيف
 - شحنة الأيون المشترك ذو التأثير القاعدي = سالبة

التأثير أو الأثر الحمضي للملح عند إضافته إلى قاعدة ضعيفة: (قاعدة ضعيفة وملحها الحمضي)


- نضيف ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl إلى محلول الأمونيا، سيتفكك الملح كلياً في المحلول منتجاً أيون الأمونيوم وأيون الكلوريد



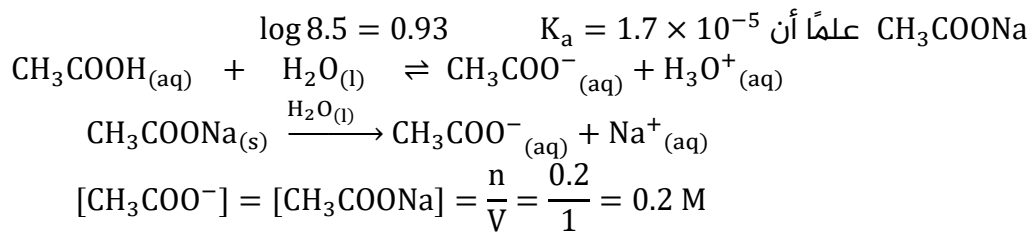
- أيون الأمونيوم مشترك بين الملح والقاعدة الضعيفة، يزداد تركيزه في المحلول ونهمل تركيز الأيون الموجب القادم من القاعدة، يُزاح موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتيليه نحو اليسار (نحو تكوين الأمونيا) فيزداد تركيز القاعدة ويقل تركيز أيوناتها [يعني يقل التأين]، يقل تركيز الهيدروكسيد OH^- ، وبالتالي يزداد تركيز H_3O^+ في المحلول ويقل الرقم الهيدروجيني

تذكر علاقات سريعة:

- مطلوب منا "فقط" إضافة الملح وهو في الحالة الصلبة:
- 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
 - إضافة ملح متعادل لن يؤثر على المحاليل

 **مثال حسابي:** 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



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = 8.5 \times 10^{-6}$$

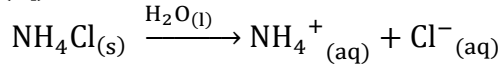
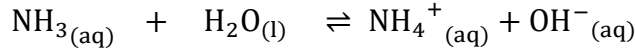
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.93 = 5.07$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{acid}} = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

مثال حسابي: أحسب التغيير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 الذي حجمه 1 L وتركيزه

0.1 M ورقمه الهيدروجيني $\text{pH} = 11$ إذا أُضيف إليه 0.2 mol من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl علماً أن

$$\log 1.1 = 0.04 \quad K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$



$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = 9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{9 \times 10^{-6}} = \frac{10 \times 10^{-15}}{9 \times 10^{-6}} = 1.1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.1 \times 10^{-9}) = 9 - \log 1.1 = 9 - 0.04 = 8.96$$

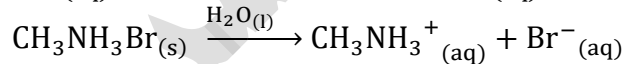
$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{base}} = 8.96 - 11 = -2.04$$

يقبل الرقم الهيدروجيني بمقدار 2.04

مثال حسابي: عدد مولات الملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$ اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول القاعدة CH_3NH_2

تركيزها 0.1 M ليصبح رقمها الهيدروجيني $\text{pH} = 10.5$ علماً أن

$$\log 3.2 = 0.5 \quad K_b = 4.4 \times 10^{-4}$$



$$[\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}] = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = ? \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10.5} = 10^{(-10.5+11)-11} = 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{32 \times 10^{-12}} = 3.1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.1}{3.1 \times 10^{-4}} = 1.42 \times 10^{-1} = 0.142 \text{ M}$$

$$n = M \times V = 0.142 \times 0.4 = 0.057 \text{ mol}$$

مثال حسابي: أحسب نسبة الملح إلى القاعدة في محلول رقمه الهيدروجيني يساوي 10 مكون من

القاعدة NH_3 والملح NH_4Cl علماً أن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 14 - 10 = 4$$

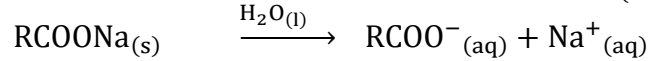
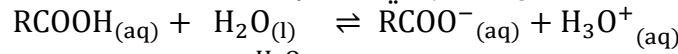
$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{K_b}{[\text{OH}^-]}$$

$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-4}} = 0.18$$

مثال حسابي: 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)



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

$$K_a = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{RCOOH}]} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-7}$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_{\text{with salt}} - \text{pH}_{\text{acid}} = 1.52$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} - 4 = 1.52$$

$$\text{pH}_{\text{with salt}} = 4 + 1.52 = 5.52$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{with salt}} = 10^{-5.52} = 10^{(-5.52+6)-6} = 10^{0.48} \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-6}\text{M}$$

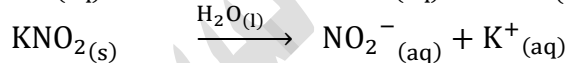
$$K_a = \frac{[\text{RCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{RCOOH}]} \Rightarrow [\text{RCOO}^-] = \frac{1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-6}} = 0.33 \times 10^{-2}\text{M}$$

$$[\text{RCOO}^-] = [\text{RCOONa}] = 0.33 \times 10^{-2}\text{M}$$

$$n = M \times V = 0.33 \times 10^{-2} \times 2 = 0.66 \times 10^{-2} = 0.0066 \text{ mol}$$

مثال حسابي: أحسب كتلة الملح KNO_2 اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M

لتصبح قيمة pH = 3.52 للمحلول علماً أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$ الكتلة المولية للملح 85 g/mol
 $\log 3 = 0.48$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.52} = 10^{(-3.52+4)-4} = 10^{0.48} \times 10^{-4} = 3 \times 10^{-4}\text{M}$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow [\text{NO}_2^-] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-2}}{3 \times 10^{-4}} = 3 \times 10^{-2}\text{M}$$

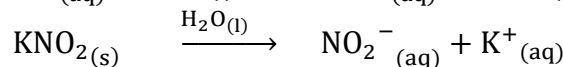
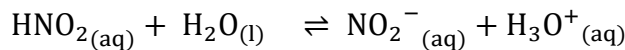
$$[\text{NO}_2^-] = \frac{4.5 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-2}}{3 \times 10^{-4}} = 3 \times 10^{-2}\text{M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = [\text{KNO}_2] = 3 \times 10^{-2}\text{M}$$

$$n = M \times V = 3 \times 10^{-2} \times 0.4 = 0.12 \times 10^{-2} = 0.012 \text{ mol}$$

$$m = n \times M_r = 0.012 \times 85 = 1.2 \text{ g}$$

مثال حسابي: أحسب pH لمحلول يتكون من الحمض HNO_2 ومحلول الملح KNO_2 لهما التركيز نفسه،
 $\log 4.5 = 0.65$ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$



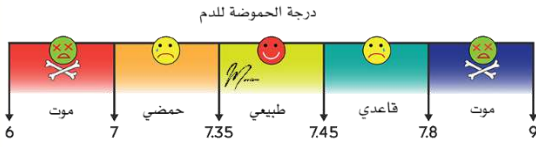
$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^-] = [\text{HNO}_2] = x$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} \Rightarrow \frac{K_a \times x}{x} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4.5 \times 10^{-4} = 4 - \log 4.5 = 4 - 0.65 = 3.35$$

- تعد المحاليل المنظمة من أهم تطبيقات الأيون المشترك
- 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

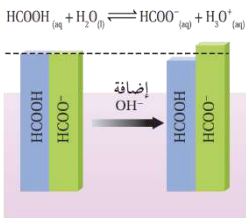
يتكون المحلول المنظم من حمض الكربونيك H_2CO_3 وقاعدته المرافقة HCO_3^- . ويعمل على الحفاظ على الرقم الهيدروجيني للدم عند نحو 7.4 فالدم يحمل المواد المختلفة ذات الطبيعة الحمضية والقاعدية التي تدخل إلى الجسم دون أن يتغير رقمه الهيدروجيني

- أنواع المحاليل المنظمة: 1- محاليل منظمة حمضية 2- محاليل منظمة قاعدية

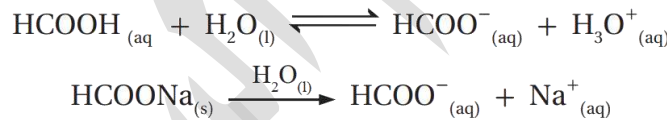
يتكون المحلول المنظم الحمضي من: 1- حمض ضعيف 2- القاعدة المرافقة للحمض الضعيف (ملحه) مثال:

(1) يحتوي محلول حمض الميثانويك $HCOOH$ وملحه $HCOONa$ على:

- نسبة عالية من جزيئات الحمض غير المتأينة $HCOOH$
- نسبة عالية من أيونات القاعدة المرافقة $HCOO^-$ الناتجة من تأين الملح
- نسبة منخفضة من أيونات H_3O^+



الشكل (11): أثر إضافة قاعدة إلى محلول منظم حمضي.

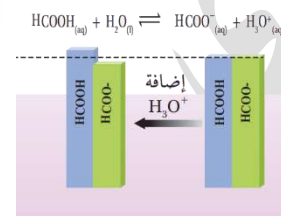


(2) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل $NaOH$ تتأين وتنتج أيونات OH^- التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض $HCOOH$ وبالتالي:

- تتكون القاعدة المرافقة $HCOO^-$
- تركيز الحمض يقل بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة [القاعدة المضافة]
- يزداد تركيز الأيون المشترك $HCOO^-$ بالمقدار نفسه
- تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة
- يتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً
- 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:

- يتكون الحمض $HCOOH$
- يقل تركيز القاعدة المرافقة بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة [الحمض المضاف]
- ويزداد تركيز الحمض $HCOOH$ بالمقدار نفسه
- تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة
- يتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً
- يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً

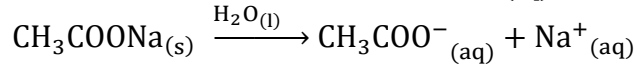
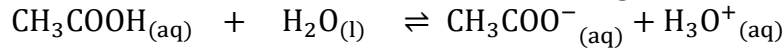


الشكل (12): أثر إضافة حمض إلى محلول منظم حمضي.

🧪 **مثال حسابي:** أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه 0.5 M

والمحلول إضافة 0.5 M CH_3COONa تركيزه ثم أقرانه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة

$$K_a = 1.7 \times 10^{-5} \quad \text{علمًا أن } \log 1.63 = 0.21 \quad \log 1.7 = 0.23$$



$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.5 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

نحسب تركيز H_3O^+ الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.49}{0.51} = 1.63 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.63 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.63 = 5 - 0.21 = 4.79$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1 = 4.79 - 4.77 = 0.02$$

🧪 **مثال حسابي:** نفس المثال السابق لكن بإضافة 0.01 mol من الحمض القوي HCl إلى 1 L من المحلول

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

نحسب تركيز H_3O^+ الجديد مع المعطيات الجديدة:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.77 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.77 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.77 = 5 - 0.25 = 4.75$$

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1 = 4.75 - 4.77 = -0.02$$

انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني، والسبب أننا أضفنا حمضاً فسينخفض pH

▪ يتكون المحلول المنظم القاعدي: 1-قاعدة ضعيفة 2- الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة (ملحه)

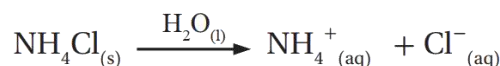
▪ مثال:

(1) يحتوي محلول القاعدة NH_3 وملحها NH_4Cl على:

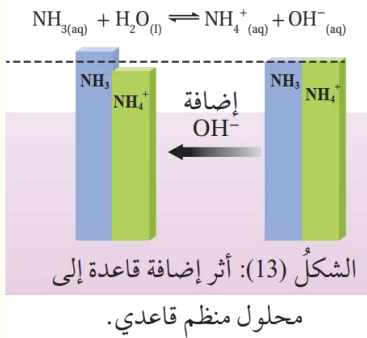
1- نسبة عالية من جزيئات القاعدة غير المتأينة NH_3

2- نسبة عالية من أيونات الحمض المرافق NH_4^+ الناتج من تأين الملح

3- نسبة منخفضة من أيونات OH^-

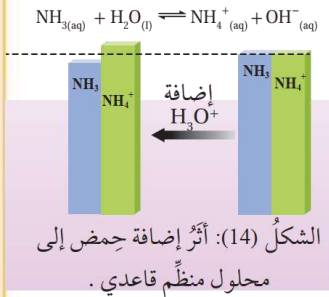


(2) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH تتأين وتنتج أيونات OH^- التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض المرافق NH_4^+ وبالتالي:



- 1- تتكون القاعدة NH_3
- 2- يزداد تركيز القاعدة بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة [القاعدة المضافة]
- 3- يقل تركيز الأيون المشترك NH_4^+ بالمقدار نفسه
- 4- تتغير النسبة بين تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة
- 5- يتغير تركيز OH^- 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 NH_3 وبالتالي:



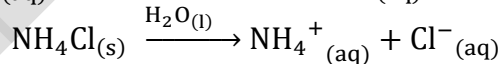
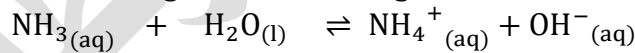
- 1- يتكون الحمض المرافق "الأيون المشترك" NH_4^+
- 2- يقل تركيز القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة [المضاف]
- 3- ويزداد تركيز الحمض المرافق "الأيون المشترك" NH_4^+ بالمقدار نفسه
- 4- تتغير النسبة بين تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة
- 5- يتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً
- 6- يتغير الرقم الهيدروجيني pH للمحلول تغيراً صغيراً جداً

مثال حسابي: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من الأمونيا NH_3 تركيزها 0.5 M والملح

NH_4Cl تركيزه 0.5 M ثم أقرنه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القوية

NaOH إلى 1 L من المحلول [أهمل التغير في الحجم]

علماً أن $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ $\log 5.5 = 0.74$ $\log 5.3 = 0.72$



$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.5 \text{ M}$

$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{100 \times 10^{-16}}{18 \times 10^{-6}} = 5.5 \times 10^{-10} \text{ M}$

$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.5 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.5 = 10 - 0.74 = 9.26$

$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ M}$

$[\text{NH}_4^+] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$

$[\text{NH}_3] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$

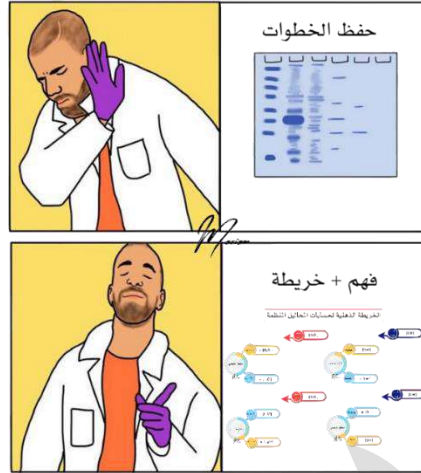
نحسب تركيز OH^- الجديد مع المعطيات الجديدة:

$[\text{OH}^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.87 \times 10^{-5} \text{ M}$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.87 \times 10^{-5}} = \frac{1000 \times 10^{-17}}{187 \times 10^{-7}} = 5.3 \times 10^{-10} M$$

$$pH_2 = -\log[H_3O^+] = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - \log 5.3 = 10 - 0.72 = 9.28$$

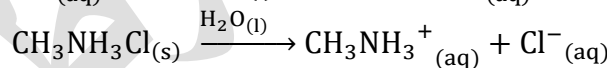
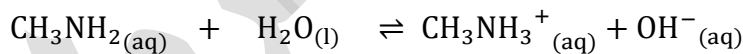
ارتفاع قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار (0.02)



مختلفين بنطرح الخلاف

متشابهين بنجمع التشابه

مثال حسابي (مهم): محلول منظم يتكون من القاعدة CH_3NH_2 التي تركيزها 0.3 M والملح CH_3NH_3Cl الذي تركيزه 0.2 M أحسب كتلة الحمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر من المحلول لتصبح $pH=10$ علماً أن $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ $M_r(HCl) = 36.5 \text{ g/mol}$



$$[CH_3NH_3Cl] = [CH_3NH_3^+] = 0.2 \text{ M}$$

$$[CH_3NH_2] = 0.3 \text{ M}$$

$$[CH_3NH_3^+]_{\text{new}} = 0.2 + x \quad [CH_3NH_2] = 0.3 - x \quad \text{بعد إضافة الحمض القوي:}$$

- من خلال الرقم الهيدروجيني للمحلول النهائي، نحسب تركيز أيونات $[OH^-]$ في المحلول
 $[H_3O^+] = 10^{-10} M$ $[OH^-] = 10^{-4} M$

- نستطيع حساب كتلة الحمض من مولاته التي نحسبها من تركيزه، وتركيزه نستخرجه من قانون ثابت التأيين

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]} \Rightarrow 4.4 \times 10^{-4} = \frac{(0.2 + x) \times 10^{-4}}{(0.3 - x)}$$

$$4.4 \times (0.3 - x) = (0.2 + x) \Rightarrow 1.32 - 4.4x = 0.2 + x$$

$$5.4x = 1.32 - 0.2$$

$$x = 0.2 \text{ M}$$

$$n = M \times V = 0.2 \times 1 = 0.2 \text{ mol}$$

$$m = n \times M_r = 0.2 \times 36.5 = 7.3 \text{ g}$$

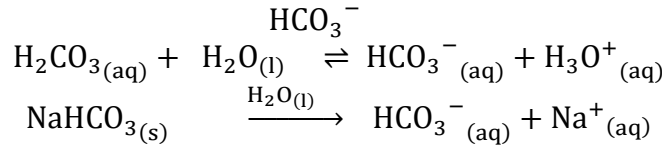
مثال حسابي مهم: جرى تحضير محلول منظم من الحمض H_2CO_3 والملح $NaHCO_3$ بالتركيز نفسه، فكان

$$[H_3O^+] = 4.3 \times 10^{-7}$$

أ- أحسب قيمة ثابت التأيين K_a للحمض H_2CO_3

$$K_a = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]} = 4.3 \times 10^{-7}$$

ب- أكتب صيغة الأيون المشترك



ج- أحسب النسبة $\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ لتكون قيمة pH للمحلول تساوي 7.45 وهي القيمة المناسبة ليؤدي الدم

وظيفته في الجسم (علمًا أن $\log 3.55 = 0.55$)

$$pH = 7.45 \quad [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-(7.45+8)-8} = 10^{0.55} \times 10^{-8} = 3.55 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]} \Rightarrow 4.3 \times 10^{-7} = \frac{[HCO_3^-]3.55 \times 10^{-8}}{[H_2CO_3]}$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{4.3 \times 10^{-7}}{3.55 \times 10^{-8}} = 12$$



عصير الكيمياء الكهربائية

- من التطبيقات المهمة على تفاعلات التأكسد والاختزال: تطبيق فضائي عبارة عن وقود صلب طورته وكالة ناسا الفضائية يتكون من فوق كلورات الأمونيوم NH_4ClO_4 ومسحوق الألمنيوم Al ، فوق الكلورات تؤكسد الألمنيوم فينتج أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 وكلوريد الألمنيوم $AlCl_3$ وبخار الماء H_2O وغاز النيتروجين N_2 مع درجة حرارة يصل إليها التفاعل مقدارها $2760^\circ C$ ، فتتمدد الغازات بسرعة ويندفع الصاروخ من منصة الانطلاق.
- تفاعلات التأكسد والاختزال شائعة في الطبيعة ومهمة في الصناعة وهي متلازمة (إذا كان هناك تأكسد فهناك اختزال)، ويصاحبها إنتاج طاقة كهربائية أو استهلاكها.

التعريفات

- الكيمياء الكهربائية:** أحد فروع الكيمياء الذي يهتم بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها
- التأكسد:** فقد الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد
- الاختزال:** كسب الإلكترونات أو نقصان عدد التأكسد
- تفاعل التأكسد والاختزال:** تفاعل كيميائي تحدث فيه عمليتا التأكسد والاختزال معاً
- نصف التفاعل:** جزء من الخلية الجلفانية يحدث فيها نصف تفاعل تأكسد أو نصف تفاعل اختزال
- عدد التأكسد:** الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركبات الأيونية، أما في المركبات الجزيئية فيعرف بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى فيما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة التي لها أعلى سالبية كهربائية
- العامل المؤكسد:** المادة التي تؤكسد مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، إذ يكتسب إلكترونات من المادة التي يؤكسدها، وتحدث له عملية اختزال
- العامل المختزل:** المادة التي تختزل مادة أخرى في التفاعل الكيميائي، إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادة التي يختزلها، وتحدث له عملية تأكسد
- التأكسد والاختزال الذاتي:** سلوك المادة كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل نفسه
- الخلايا الكهروكيميائية:** أجهزة أو أدوات تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها
- الخلايا الجلفانية:** أجهزة أو أدوات يحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية منتجة للطاقة الكهربائية (التيار الكهربائي)
- نصف الخلية:** جزء من الخلية الجلفانية يحدث فيها نصف تفاعل تأكسد أو نصف تفاعل اختزال
- القنطرة الملحية:** أنبوب زجاجي على شكل حرف U يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي الخلية ويحافظ على تعادل شحناتها الكهربائية
- جهد الخلية المعياري:** مقياس لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، وهو القوة الدافعة الكهربائية المتولدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بينهما في الظروف المعيارية ويُقاس بالفولت

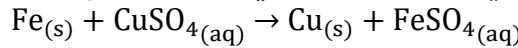
- **قطب الهيدروجين المعياري:** قطب مرجعي أستخدم لقياس جهود الاختزال المعيارية لأقطاب الخلايا الجلفانية في الظروف المعيارية وهي: ضغط الغاز 1 atm ، ودرجة حرارة 25 °C ، وتركيز أيونات H⁺ يساوي 1M.
- **جهد الاختزال المعياري:** مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية
- **تلقائية التفاعل:** حدوث التفاعل وتكوّن النواتج دون الحاجة إلى طاقة كهربائية لإحداثه
- **تآكل الفلزات:** تفاعلها مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة؛ فتفقد العديد من خصائصها وتتحول إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، كأكاسيد الفلزات وهيدروكسيدات وكبريتيدات وكربوناتها
- **الحماية المهبطية:** من طرائق حماية الحديد من التآكل، يتم فيها تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المهبط وأحد الفلزات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) المصعد، أما التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثل المحلول الإلكتروليتي
- **خلايا التحليل الكهربائي:** خلية كهروكيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي بفعل الطاقة الكهربائية
- **التحليل الكهربائي:** عملية إمرار تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادة كهربية مما يسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي

عصير المادة المقالية والحسابية

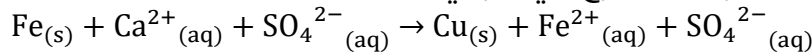
- **أثر تفاعلات التأكسد والاختزال في حياتنا:**
 - 1- تحدث تلك التفاعلات في بعض العمليات الحيوية، مثل: البناء الضوئي، التنفس، وتحرير الطاقة من الغذاء اللازم لأداء الكائن الحي أنشطته المختلفة
 - 2- بسببها تحصل وسائل النقل على الطاقة اللازمة لتسييرها عن طريق حرق الوقود
 - 3- أيضاً بسببها ينتج صدأ الحديد، ويحدث ذلك عند تعرض الحديد للهواء الجوي الرطب
- استخدم الكيميائيون مفهوم قديم لمصطلح التأكسد لوصف تفاعل المادة مع الأكسجين، ومصطلح الاختزال لوصف نزع الأكسجين من المادة
$$2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{Fe}(\text{s})$$

فالكربون تأكسد لأنه ارتبط بالأكسجين، وأكسيد الحديد III اختزل لأنه انتزع منه الأكسجين وتنتج منه الحديد
- مع مرور الوقت تتطور مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل تفاعلات لا تتضمن التفاعل مع الأكسجين، فأصبح التأكسد فقد الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد، والاختزال: كسب الإلكترونات أو نقصان عدد التأكسد

📌 **مثال:** يتأكسد فلز الحديد من شحنة صفر (عنصر متعادل) إلى أيون موجب في المحلول وهذا معناه أنه فقد الإلكترونات، واكتسبها النحاس الذي كان أيون موجب في المحلول وخرج متعادلاً على هيئة راسب



المعادلة الأيونية (أيون الكبريتات متفرج في طرفي المعادلة فنحذفه):



نصف تفاعل التأكسد: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

نصف تفاعل الاختزال: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

قواعد حساب أعداد التأكسد

الرقم	قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد	مثال	عدد التأكسد
1	عدد تأكسد ذرة العنصر الحر يساوي صفرًا، سواء وُجِدَ على شكل ذرات أو جزيئات. Fe 0, H ₂ 0, Na 0, P ₄ 0, S ₈ 0	C N ₂ S ₈	0 0 0
2	عدد تأكسد الأيون أحادي الذرة يساوي شحنة هذا الأيون.	Cu ²⁺ Br ⁻	+2 -1
3	عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى IA وعناصر المجموعة الثانية IIA وعنصر الألمنيوم في جميع مركباتها يساوي: +1، +2، +3 على الترتيب.	Li في Li ₂ O Ca في CaO Al في AlF ₃	+1 +2 +3
		Li ⁺ +1, Na ⁺ +1, K ⁺ +1, Rb ⁺ +1, Cs ⁺ +1, Mg ²⁺ +2, Ca ²⁺ +2, Sr ²⁺ +2, Ba ²⁺ +2, Ra ²⁺ +2	
4	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (+1)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزات مكوّنًا هيدريد الفلز، فيكون حينئذ (-1).	H في HF H في NaH H في BaH ₂	+1 -1 -1
		H ₂ O 1+, HNO ₃ 1+, Ca(OH) ₂ 1+, CaH ₂ 1-	
5	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركباته (-2)، ما عدا فوق الأكاسيد، فيكون حينئذ (-1)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون موجبًا.	O في H ₂ O O في K ₂ O ₂ O في OF ₂	-2 -1 +2
		H ₂ O 2-, KClO ₃ 2-, PbO ₂ 2-, H ₂ O ₂ 1-, BaO ₂ 1-, OF ₂ +2	
6	عدد تأكسد الفلور في جميع مركباته يساوي (-1)، وعدد تأكسد الهالوجينات Cl، Br، I في معظم مركباتها يساوي (-1)، أما إذا ارتبط أي منها مع الأكسجين أو مع هالوجين سالبية كهربية أعلى فيكون عدد تأكسده موجبًا.	F في NaF I في KI Cl في ClF Br في HBrO ₂	-1 -1 +1 +3
		NaCl 1-, FeBr ₂ 1-, GaI ₃ 1-	
7	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات أو أيونات العناصر المكوّنة للمركب المتعادل يساوي صفرًا.		
8	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات العناصر المكوّنة لأيون متعدد الذرات يساوي شحنة هذا الأيون.		

خطوات سريعة لإيجاد عدد التأكسد باستخدام القواعد السابقة:

كيف تبدأ حل المسألة، ابدأ بهذه العناصر:

(1) الفلور $F = -1$

(2) فلزات المجموعة الأولى والثانية والألمنيوم $1A = +1 / 2A = +2 / Al = +3$

(3) الهيدروجين

(4) الأكسجين

(5) الهالوجينات الأخرى غير الفلور

مثال حسابي: أحدد عدد التأكسد لذرة العنصر الذي تحته خط في المركبات أو الأيونات الآتية:

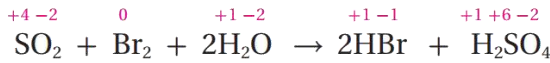
المادة	أعداد التأكسد المعلومة	حساب عدد التأكسد لغير المعلوم
$H_3IO_6^{2-}$	الهيدروجين = +1 الأكسجين = -2 شحنة الأيون = -2	$(+1 \times 3) + (I \times 1) + (-2 \times 6) = -2$ $I = +7$
$HClO_4$	الهيدروجين = +1 الأكسجين = -2 شحنة المركب = 0	$(+1 \times 1) + (Cl \times 1) + (-2 \times 4) = 0$ $Cl = +7$
$FeCl_3$	الكلور = -1 في المركب أيوني شحنة المركب = 0	$(Fe \times 1) + (-1 \times 3) = 0$ $Fe = +3$
AlH_3	الألمنيوم = +3 شحنة المركب = 0	$(+3 \times 1) + (H \times 3) = 0$ $H = -1$
PO_4^{3-}	الأكسجين = -2 شحنة الأيون = -3	$(P \times 1) + (-2 \times 4) = -3$ $P = +5$
$Cr(OH)_3$	الهيدروجين = +1 الأكسجين = -2 شحنة المركب = 0	$(Cr \times 1) + (-2 \times 3) + (+1 \times 3) = 0$ $Cr = +3$
P_4	شحنة الجزيء = 0	$P \times 4 = 0$ $P = 0$

من البداية هو عنصر حر عدد تأكسده = 0

- الهالوجينات دائماً -1 في المركبات الأيونية، وفي التساهمية تتغير إلا الفلور فهو ثابت
- لو نظرت إلى شحنة الفلز في فوق الأكاسيد فإنها لن تتغير بخلاف الأكسجين، BaO_2 ، Na_2O_2 فمثلا الصوديوم +1 ولو طبقنا القواعد فإن الأكسجين هنا سيكون -1 ونفس الشيء بالنسبة للباريوم فشحنته دائماً +2 بينما الأكسجين هنا -1 إذاً هذا المركب فوق الأكسيد لأن شحنة الأكسجين -1 فإذا ارتبط الأكسجين بالفلز فقط فابدأ بالفلز من المجموعة 1 أو 2 فقط
- النقصان في عدد التأكسد دليل على حدوث الاختزال (اكتساب إلكترونات)، والزيادة في عدد التأكسد دليل على حدوث التأكسد

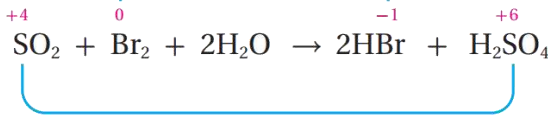
- خطوات تحديد الذرات التي تأكسدت واختزلت باستخدام التغير في عدد التأكسد:
 - 1- تحديد أعداد التأكسد لجميع الذرات أو الأيونات في المواد المتفاعلة والنتيجة
 - 2- تحديد التغير في عدد التأكسد
 - 3- نطبق العلاقة: قل اختزل، زاد تأكسد
 - 4- لا يهمنا موازنة المعادلة لحساب أعداد التأكسد أو تحديد التغير فيها

مثال حسابي: أعدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت في التفاعل الآتي:



نقصان عدد تأكسد Br من 0 إلى -1 / اختزال

قل بمقدار 1 لكل ذرة، اختزلت ذرات البروم في Br_2
زاد بمقدار 2، تأكسدت ذرات الكبريت في SO_2
أما الأكسجين والهيدروجين فلم يتغيرا

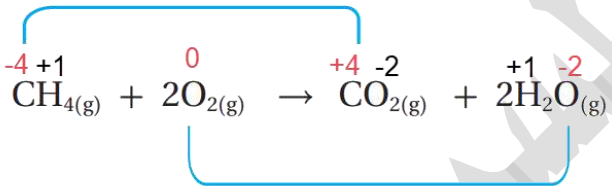


زيادة عدد تأكسد S من +4 إلى +6 / تأكسد

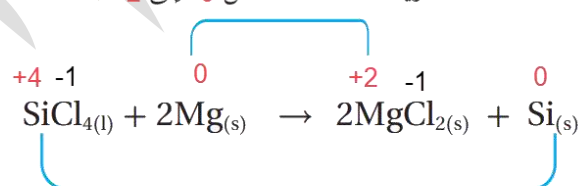
مثال حسابي: أعدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت اعتماداً على التغير في أعداد التأكسد في التفاعلات الآتية:

زيادة عدد تأكسد C من -4 إلى +4 / تأكسد

زيادة عدد تأكسد Mg من 0 إلى +2 / تأكسد



نقصان عدد تأكسد O من 0 إلى -2 / اختزال



نقصان عدد تأكسد Si من +4 إلى 0 / اختزال

مثال حسابي: حدّد نصف التفاعل الذي تأكسدت فيه ذرات النيتروجين N:

$\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{NO}$	(a)
$\text{NO} \rightarrow \text{N}_2$	(b)
$\text{N}_2 \rightarrow \text{NO}_2$	(c)
$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$	(d)

الحل: (c): للحل السريع: نقصان الأكسجين معناه اختزال، وزيادة الأكسجين تأكسد لكن الأفضل تحسبها

مثال حسابي "خارجي": إذا تأكسد كبريتيد الهيدروجين H_2S وأنتج حمض الكبريتيك H_2SO_4 فإن مقدار التغير في عدد تأكسد الكبريت هو:

6	(b)	2	(a)
8	(d)	4	(c)

الحل: (d) نطرح الصغير من الكبير $+6 - (-2) = 8$

عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تيلورام"

مدرسة الكيمياء، فيسبهك

إعداد:
مرح السطروي

- في كل تفاعل تأكسد واختزال يوجد عامل مؤكسد وعامل مختزل في المتفاعلات "فقط"، فالعامل المؤكسد هو الذي يؤكسد مادة أخرى، وتحدث له عملية اختزال، بينما العامل المختزل هو الذي يختزل مادة أخرى في التفاعل، وتحدث له عملية تأكسد
- بعض العوامل المؤكسدة والمختزلة الشائعة (المركبات حفظ والباقي فهم):

عوامل مختزلة	عوامل مؤكسدة
الفلزات متعادلة الشحنة، مثل: Na, Mg, Ba, Zn, Cu	جزيئات العناصر ذات الكهروسالبية العالية، مثل: Br ₂ , F ₂ , O ₂ , O ₃ , Cl ₂ , I ₂
الأيونات الأحادية السالبة، مثل: H ⁻ , Cl ⁻ , F ⁻ , O ²⁻	الأيونات الأحادية الموجبة، مثل: Na ⁺ , Mg ²⁺ , Ni ²⁺ , Al ³⁺ , Zn ²⁺ , H ⁺
(مركبات) بعض هيدريدات الفلزات وأشبه الفلزات، مثل: NaBH ₄ , LiAlH ₄ أول أكسيد الكربون CO	(مركبات) وأيونات متعددة الذرات محتوية على ذرات ذات أعداد تأكسد عالية، مثل: KMnO ₄ , K ₂ Cr ₂ O ₇ ,

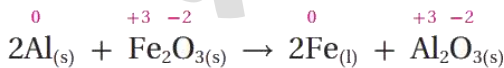
رابط ذهني سريع للعناصر الحرة والأيونات الأحادية: المؤكسد موجب جزئي، والمختزل: سالب فلز

- خطوات تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل:
 - 1- تحديد أعداد التأكسد لجميع الذرات أو الأيونات في المواد المتفاعلة والنتيجة
 - 2- تحديد التغيير في عدد التأكسد
 - 3- تطبق العلاقة: قل اختزل، زاد تأكسد
 - 4- المادة المتفاعلة التي تأكسدت ذراتها أو أيوناتها هي العامل المختزل
 - 5- المادة المتفاعلة التي اختزلت ذراتها أو أيوناتها هي العامل المؤكسد

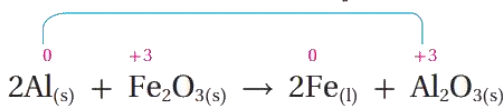
مثال: أحدد المادة التي يمكن أن تسلك كعامل مؤكسد والمادة التي يمكن أن تسلك كعامل مختزل: H⁺, Br⁻, Na⁺, F₂, H⁻, Cu

عامل مختزل	عامل مؤكسد
Br ⁻ , H ⁻ , Cu	H ⁺ , Na ⁺ , F ₂

مثال حسابي: يعد تفاعل التيرمايت أحد تفاعلات التأكسد والاختزال المهمة حيث يتفاعل الألمنيوم مع أكسيد الحديد (III) لتكوين أكسيد الألمنيوم والحديد وكمية كبيرة من الطاقة كافية لصهر الحديد الناتج، حسب المعادلة، حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل:



زيادة في عدد تأكسد Al من 0 إلى +3 / تأكسد



نقصان عدد تأكسد Fe من +3 إلى 0 / اختزال

قل، اختزل: أيونات الحديد حدث لها اختزال لذا أكسيد

الحديد Fe₂O₃ هو العامل المؤكسد

زاد، تأكسد: ذرات الألمنيوم حدث لها تأكسد لذا الألمنيوم Al

هو العامل المختزل

فنقول: Fe₂O₃ أكسد ذرات الألمنيوم

و Al اختزل أيونات الحديد

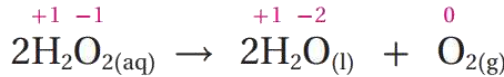
أما الأكسجين فلم يحدث عليه تغيير

مثال: هل يحتاج حدوث التحولات الآتية إلى عامل مؤكسد أم عامل مختزل؟ أفسر

يحتاج عامل مختزل لأنه تفاعل اختزال	$I_2 \rightarrow 2I^-$	أ
يحتاج عامل مؤكسد لأنه تفاعل تأكسد	$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$	ب

في بعض تفاعلات التأكسد والاختزال تسلك المادة نفسها كعامل مختزل وكعامل مؤكسد في التفاعل نفسه، فنسمي التفاعل: تفاعل تأكسد واختزال ذاتي

مثال حسابي: يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين إلى الماء والأكسجين حسب المعادلة:



لم يتغير عدد تأكسد الهيدروجين على الطرفين بينما

قل عدد تأكسد 0 من -1 في H_2O_2 ← -2 في H_2O

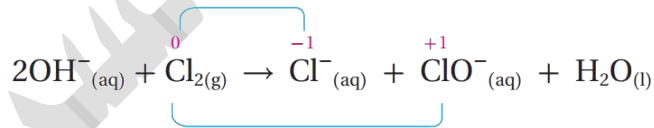
زاد عدد تأكسد 0 من -1 في H_2O_2 ← 0 في O_2

لأن التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر في نفس المركب H_2O_2 فهذا التفاعل تأكسد واختزال ذاتي، وهذا المركب H_2O_2 هو عامل مؤكسد وعامل مختزل في الوقت نفسه

مثال حسابي: يتفاعل الكلور مع محلول هيدروكسيد الصوديوم البارد حسب المعادلة الكيميائية الآتية:



قل عدد تأكسد الكلور من (صفر ← -1) / اختزال



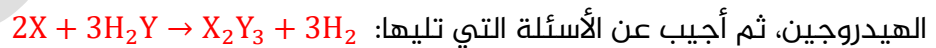
زاد عدد تأكسد الكلور من (صفر ← +1) / تأكسد

قل عدد تأكسد ذرة الكلور الأولى Cl من 0 في Cl_2 ← -1 في Cl^-

زاد عدد تأكسد ذرة الكلور الثانية Cl من 0 في Cl_2 ← +1 في ClO^-

هذا تفاعل تأكسد واختزال ذاتي، و ClO_3^- عامل مؤكسد وعامل مختزل

مثال حسابي: أدرس معادلة التفاعل الكيميائي، التي تتضمن رموزاً افتراضية للفلز X واللافلز Y وعنصر



الهيدروجين، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها: $2X + 3H_2Y \rightarrow X_2Y_3 + 3H_2$

أ- التغيير في عدد تأكسد X نلاحظ أن الفلز X حل محل H في محلوله وتصاعد غاز H_2 أي أن X

تأكسدت واختزل H. وبالتالي سنعلم أن Y لم يتغير عليها شيء، فعدد تأكسد Y هو نفسه في H_2Y

وفي X_2Y_3

$$H_2Y = 2(+1) + Y = 0 \Rightarrow Y = -2$$

$$X_2Y_3 = 2(X) + 3(-2) = 0 \Rightarrow X = +3$$

ارتفع عدد تأكسد من 0 في X إلى +3 في X_2Y_3 ، فالتغيير في عدد التأكسد يساوي 3

ب- التغيير في عدد تأكسد H التغيير في عدد التأكسد يساوي 1

ج- العامل المؤكسد العامل المؤكسد هو الذي تم اختزال ذراته أو أيوناته وهو H_2Y

تحقق معادلات التأكسد والاختزال الموزونة:

1- قانون حفظ الكتلة: أنواع وأعداد الذرات متماثلة في النواتج والمتفاعلات، مثلاً:

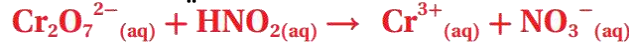
$$\text{Mg} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$$

2- قانون حفظ الشحنة: مجموع شحنات المتفاعلات = مجموع شحنات النواتج والشحنة تتساوى على الطرفين عندما الإلكترونات متساوية في أنصاف التفاعلات، مثلاً:

$$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$$

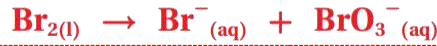
$$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$$

مثال حسابي: أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي:



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 7، نضيف 7 جزيئات ماء إلى النواتج</p> $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 1، نضيف 1 جزيء ماء إلى المتفاعلات</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 14، نضيف 14 أيون هيدروجين إلى المتفاعلات</p> $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 3، نضيف 3 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^- + 3\text{H}^+$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^- + 3\text{H}^+$ $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (6) إذاً نجمع 6e^- إلى المتفاعلات</p> $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذاً نجمع 2e^- إلى النواتج</p> $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{O} + 3\text{HNO}_2 \rightarrow 3\text{NO}_3^- + 9\text{H}^+ + 6\text{e}^-$	أتأكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، فنضرب الثاني بـ 3
نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر
$5\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{NO}_3^- + 4\text{H}_2\text{O}$	المعادلة الكلية (النهائية) للتأكسد والاختزال مع معاملات في أبسط صورة

📌 مثال حسابي مهم: أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي:



$\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^-$ $\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}_3^-$	أقسم المعادلة إلى نصفي تفاعل حسب كل مادة ووجودها على الطرفين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$	أوازن الذرات في كل نصف تفاعل، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 0</p> $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$ <p>فرق الأكسجين بين الطرفين 6، نضيف 6 جزيء ماء إلى المتفاعلات</p> $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$	أوازن الأكسجين في كل نصف تفاعل، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 0</p> $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^-$ <p>فرق الهيدروجين بين الطرفين 12، نضيف 12 أيون هيدروجين إلى النواتج</p> $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+$	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (2) إذًا نجمع $2e^-$ إلى المتفاعلات</p> $2e^- + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$ $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+$ <p>فرق الشحنات بين الطرفين (10) إذًا نجمع $10e^-$ إلى النواتج</p> $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^-$	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
<p>نضرب الأولى بـ 5</p> $10e^- + 5\text{Br}_2 \rightarrow 10\text{Br}^-$ $6\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^-$ <p>نختصر جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين</p>	أؤكد من مساواة الإلكترونات في أنصاف التفاعلات حتى تكون الإلكترونات المفقودة = الإلكترونات المكتسبة، المضاعف المشترك الأصغر = 10
$6\text{H}_2\text{O} + 6\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 10\text{Br}^- + 12\text{H}^+$	أجمع نصفي التفاعل وأحذف الإلكترونات وأختصر
$12\text{OH}^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 10\text{Br}^- + 12\text{H}^+ + 12\text{OH}^-$	المعادلة الكلية قبل إضافة الوسط القاعدي
$12\text{OH}^- + 6\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{BrO}_3^- + 10\text{Br}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	نضيف أيونات الهيدروكسيد لطرفي المعادلة بعدد أيونات الهيدروجين
$6\text{OH}^- + 3\text{Br}_2 \rightarrow \text{BrO}_3^- + 5\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	المعادلة الكلية في الوسط القاعدي
	المعادلة في أبسط صورة بالقسمة على 2

1- عدد مولات جزيئات الماء في المعادلة الكلية الموزونة في الوسط القاعدي = 3 (انتبه العدد بعد

تحويل المعادلة إلى أبسط صورة)

2- عدد مولات أيونات الهيدروجين في المعادلة الكلية الموزونة في الوسط القاعدي = 0

3- عدد مولات الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة = 10

مثال حسابي: أوازن نصف التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي:



$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ موزونة من ناحية النيتروجين	أوازن الذرات، ما عدا الأكسجين والهيدروجين
$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ فرق الأكسجين بين الطرفين 3، نضيف 3 جزيئات ماء جهة النواتج	أوازن الأكسجين، بإضافة جزيئات ماء بعدد الفرق بين ذرات الأكسجين على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل أكسجين
$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ فرق الهيدروجين بين الطرفين 9، نضيف 9 أيونات هيدروجين إلى المتفاعلات	أوازن الهيدروجين في كل نصف تفاعل، بإضافة أيونات هيدروجين بعدد الفرق بين الذرات على الطرفين، وتكون الإضافة في الجهة الأقل هيدروجين
$9\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$9\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ فرق الشحنات بين الطرفين (8) إذًا نجمع 8e^- إلى المتفاعلات	أوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات إلى طرف المعادلة الذي يكون فيه المجموع الجبري أكبر، حتى يتساوى المجموع على الطرفين
$9\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$9\text{OH}^- + 8\text{e}^- + 9\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	نضيف أيونات الهيدروكسيد لطرفي المعادلة بعدد أيونات الهيدروجين
$9\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	نختصر الماء، أو نجمع حسب الطرف
$\text{NO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- \rightarrow \text{NH}_3 + 9\text{OH}^-$	نصف تفاعل الاختزال موزون في الوسط القاعدي

■ الأيون فوق سهم التفاعل، إذا كان H^+ فهو وسط حمضي، وإذا كان OH^- فهو وسط قاعدي

- الخلايا الكهروكيميائية: أجهزة أو أدوات تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها، وأنواعها: 1- الخلايا الجلفانية 2- خلايا التحليل الكهربائي
- الخلايا الجلفانية: أجهزة أو أدوات يحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية منتجة للطاقة الكهربائية
- أمثلة على خلايا جلفانية
- 1- البطاريات بأنواعها: بطاريات (أولية) غير قابلة للشحن، بطاريات (ثانوية) قابلة للشحن كالتي تُستخدم في الهواتف الخلوية والحواسيب المحمولة
- 2- خلايا الوقود

■ مكونات الخلية الجلفانية:

- 1- وعاءان يحتوي كل منهما على صفيحة فلزية مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الفلز (كل وعاء يُسمى نصف خلية جلفانية)
 - 2- أسلاك خارجية موصلة بين تلك الصفائح أو الأقطاب الموصلة
 - 3- قنطرة ملحية موصلة بين المحاليل في الوعاءين
 - 4- جهاز فولتميتر لقياس فرق الجهد بين قطبي الخلية
- وباختصار: الخلية الجلفانية: جزءان كل منهما نصف خلية بينهما أسلاك موصلة وقنطرة ملحية

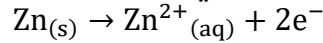


▪ **مبدأ عمل القنطرة الملحية:**
أنبوب زجاجي على شكل حرف U يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي الخلية ويحافظ على تعادل شحناتها الكهربائية **ويشترط في ملح القنطرة:** أن يكون مشبعاً وألاً تتفاعل أيونات الملح مع الأيونات الموجودة في نصفي الخلية الجلفانية أو مع الأقطاب فيها، مثال على أملاح توضع في القنطرة (أملاح كهربية قوية):
 KCl , NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 , NaNO_3

وظيفة القنطرة الملحية: تعادل الشحنات الكهربائية في نصفي الخلية الجلفانية، أي تحافظ على الاتزان الكهربائي فيستمر سريان التيار الكهربائي

آلية عمل الخلية الجلفانية

1- **نصف خلية التأكسد:** تتأكسد ذرات الخارصين في نصف خلية التأكسد:



وبسبب التأكسد تتحول ذرات Zn من على القطب إلى أيونات Zn^{2+} في محلوله فيزداد تركيزها، وتقل كتلة قطب الخارصين Zn في نصف خلية الخارصين

2- **حركة الإلكترونات في الخلية:** تنتقل الإلكترونات e^{-} من قطب الخارصين Zn عبر الأسلاك في الدارة الخارجية إلى قطب النحاس Cu

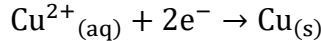


فنقول عن قطب الخارصين (مصعد Anode) حيث صعدت منه الإلكترونات، وتصبح عليه شحنة سالبة (-) ويوصف أنه سالب بسبب تولد الإلكترونات عليه

ونقول عن قطب النحاس (مهبط Cathode) حيث هبطت عليه الإلكترونات وتصبح عليه شحنة موجبة (+)، ويوصف أنه موجب بسبب أن الأيونات الموجبة Cu^{2+} في المحلول اكتسبت الإلكترونات التي هبطت عليه، حيث تُختزل تلك الأيونات الموجبة على المهبط



3- **نصف خلية الاختزال:** يتم اختزال أيونات Cu^{2+} على قطب Cu حسب المعادلة الآتية:



فتتحول إلى ذرات وتترسب على القطب وتزداد كتلته وبالمقابل يقل تركيز أيونات Cu^{2+} في نصف خلية النحاس

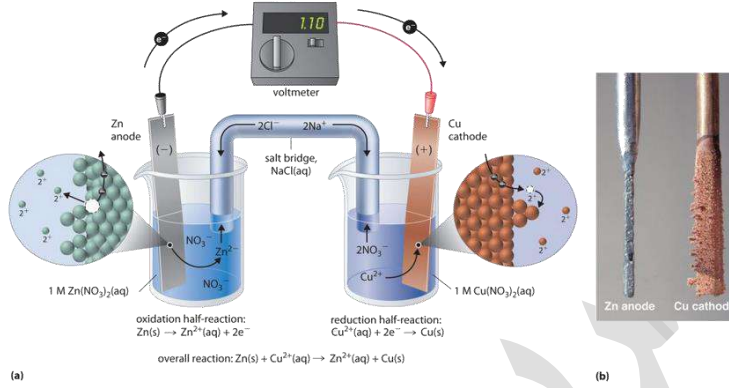
4- **مؤشر الفولتميتر:** ينحرف مؤشر الفولتميتر باتجاه قطب النحاس Cu والسبب هو حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية من قطب الخارصين إلى قطب النحاس، ودائماً في الخلية الجلفانية حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط، ومؤشر الفولتميتر ناحية المهبط



5- **القنطرة الملحية:**

- في نصف خلية المهبط: تتراكم ذرات النحاس Cu على قطب المهبط ويقل تركيز أيونات النحاس الموجبة Cu^{2+} في المحلول مقارنة بتركيز أيونات الكبريتات السالبة SO_4^{2-}
- في نصف خلية المصعد: يزداد تركيز أيونات الخارصين الموجبة Zn^{2+} في المحلول مقارنة بتركيز أيونات الكبريتات السالبة SO_4^{2-}

- سيحدث عدم اتزان كهربائي في الخلية، لكن بسبب وجود القنطرة الملحية فإن ذلك لا يحدث، لأن القنطرة الملحية تعادل الشحنات الكهربائية في نصفي الخلية الجلفانية، كالتالي:
- (1) تتحرك الأيونات السالبة من القنطرة، مثال: Cl^- إلى نصف خلية الخارصين (المصعد) لمعادلة الزيادة في تركيز الأيونات الموجبة
- (2) تتحرك الأيونات الموجبة من القنطرة، مثال: K^+ إلى نصف خلية النحاس (المهبط) لمعادلة الزيادة في تركيز أيونات الكبريتات

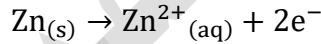


يُعبّر الرمز الاصطلاحي بإيجاز عن الخلية حيث يدل على تركيبها والتفاعلات التي تحدث فيها، والرمز

طريقة مختصرة وسهلة لوصف الخلية الجلفانية

○ الوعاء الأول (المصعد): نصف خلية الخارصين:

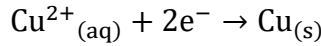
صفحة الخارصين مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الخارصين Zn^{2+} مثل محلول كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ ، يحدث فيها تفاعل التأكسد حسب المعادلة:



رمز نصف خلية الخارصين: $Zn^{2+}|Zn$ نكتب أيون المادة في المحلول ثم المادة جهة القطب

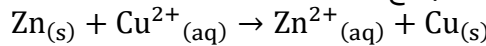
○ الوعاء الثاني (المهبط): نصف خلية النحاس:

صفحة النحاس مغموسة في محلول يحتوي على أيونات النحاس Cu^{2+} مثل محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ ، يحدث فيها تفاعل الاختزال حسب المعادلة:



نكتب أيون المادة في المحلول ثم المادة جهة القطب $Cu^{2+}|Cu$: رمز نصف خلية النحاس

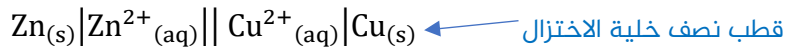
التفاعل الكلي في الخلية الجلفانية: نجمع أنصاف التفاعلات



عامل مؤكسد عامل مختزل

▪ الرمز الاصطلاحي للخلية الجلفانية $Zn - Cu$:

قطب نصف خلية التأكسد

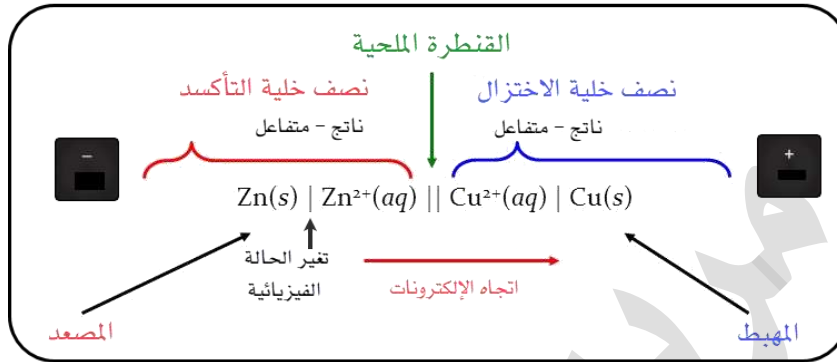


عامل مختزل

عامل مؤكسد

▪ نكتب رمز الخلية الجلفانية بدءاً من اليسار:

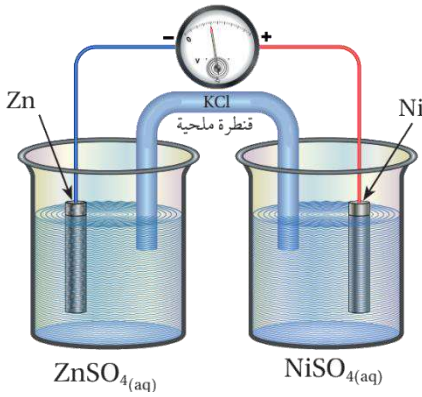
- 1- مكونات نصف خلية التأكسد: العامل المختزل الذي حدث له تأكسد (متفاعل) ثم ناتج التأكسد وبينهما خط عمودي | لاختلاف الحالة الفيزيائية
- 2- خطان متوازيان || يرمزان للقنطرة الملحية
- 3- مكونات نصف خلية الاختزال: العامل المؤكسد الذي حدث له اختزال (متفاعل) ثم ناتج الاختزال وبينهما خط عمودي |



ولا بد أن تكون الأطراف أقطاب موصلة سواء كانت داخلة في تفاعل الخلية الجلفانية أو غير داخلة

تذكر علاقات سريعة في الخلية الجلفانية:

- شحنة المصعد سالبة، شحنة المهبط موجبة (وليس بالضرورة أن يكون أحدهما يسار ويمين الرسم)
- التأكسد عند المصعد، الاختزال عند المهبط
- العامل المؤكسد يُختزل على المهبط، العامل المختزل يتأكسد على المصعد
- حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط
- مؤشر الفولتميتر دائماً جهة المهبط
- تتحول الطاقة من كيميائية إلى كهربائية
- يزداد تركيز الأيونات الموجبة في نصف خلية المصعد وتقل كتلة المصعد (يتآكل)
- يقل تركيز الأيونات الموجبة في نصف خلية المهبط وتزداد كتلة المهبط (تترسب الذرات عليه)
- تتجه أيونات القنطرة الملحية السالبة إلى نصف خلية المصعد، والأيونات الموجبة إلى نصف خلية المهبط
- الإلكترونات تنتقل عبر الأسلاك الخارجية، والأيونات الموجبة والسالبة تنتقل عبر القنطرة الملحية
- دائماً هناك أقطاب موصلة (صلبة) للتيار الكهربائي في الخلية الجلفانية نعتبرها مصعد ومهبط، ومحاليل كهربائية في الأوعية، وقد تكون الأقطاب متفاعلة أو غير متفاعلة



مثال: أدرس الشكل المجاور الذي يمثل خلية جلفانية مكونة من

نصف خلية الخارصين $Zn^{2+}|Zn$ ونصف خلية النيكل $Ni^{2+}|Ni$ ، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أحدد كلاً من المصعد والمهبط في الخلية

المصعد قطب الخارصين لأن عليه شحنة (-) والمهبط هو قطب النيكل لأن عليه شحنة (+)، ويرتفع الفولتميتر من صفر من عند قطب الخارصين لينحرف باتجاه قطب النيكل

2- أحدد حركة الإلكترونات عبر أسلاكها

تتحرك الإلكترونات عبر الأسلاك من المصعد (قطب الخارصين) إلى المهبط (قطب النيكل)

3- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال

نصف تفاعل التأكسد عند المصعد: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال عند المهبط: $Ni^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Ni(s)$

التفاعل الكلي في الخلية الجلفانية: $Zn(s) + Ni^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Ni(s)$

رمز الخلية الجلفانية Zn - Ni: $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Ni^{2+}(aq)|Ni(s)$

4- أحدد اتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة عبر القنطرة الملحية

تتحرك الأيونات السالبة Cl^{-} من القنطرة إلى نصف خلية الخارصين $Zn^{2+}|Zn$ (المصعد) لمعادلة الزيادة في تركيز الأيونات الموجبة Zn^{2+}

وتتحرك الأيونات الموجبة K^{+} من القنطرة إلى نصف خلية النيكل $Ni^{2+}|Ni$ (المهبط) لمعادلة الزيادة في تركيز أيونات الكبريتات

5- ما التغيير في كتلة كل من قطبي النيكل والخارصين؟

تقل كتلة قطب الخارصين (المصعد) نتيجة تأكسد ذراته Zn وتحولها إلى أيونات في محلوله Zn^{2+} ، وتزداد كتلة قطب النيكل (المهبط) نتيجة اختزال أيونات محلوله Ni^{2+} وترسلها على القطب على

شكل Ni

■ جهد الخلية الجلفانية E_{Cell}

مقياس لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، وهو القوة الدافعة الكهربائية المتولدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بينهما ويُقاس بالفولت V

■ جهد القطب يُقسم إلى:

المصطلح	معناه	رمزه
جهد اختزال	ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث	$E_{Reduction}$
جهد تأكسد	ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث	$E_{Oxidation}$

■ بإمكاننا حساب فرق الجهد في الخلية الجلفانية بين القطبين =

الأكبر - الأصغر (سواء جهد تأكسد أو جهد اختزال) وفي كتابنا تم اعتماد فرق جهود اختزال

جهد الخلية الجلفانية = جهد اختزال (المهبط) - جهد اختزال (المصعد)

$$E_{\text{Cell}} = E_{\text{Reduction(Cathode)}} - E_{\text{Reduction(Anode)}}$$

جهد الخلية الجلفانية E_{Cell} وجهد القطب يتأثران بالعوامل والظروف من درجة الحرارة، تركيز المحاليل، ضغط الغازات، لذا لا بد من توحيد تلك الظروف إلى ظروف معيارية

الظروف المعيارية:

-1 ضغط غاز 1 atm للغازات المستخدمة في الخلية الجلفانية

-2 درجة حرارة 25°C

-3 تركيز أيونات محاليل الأوعية يساوي 1M

معادلة حساب جهد الخلية المعياري مع استخدام جهود الاختزال المعيارية:

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Reduction(Cathode)}} - E^{\circ}_{\text{Reduction(Anode)}}$$

جهد الخلية المعياري = جهد المهبط المعياري - جهد المصعد المعياري

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

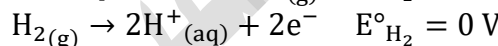
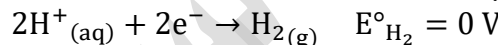
جهد الاختزال المعياري $E^{\circ}_{\text{Reduction}}$ هو مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية

لا يمكن قياس جهد نصف خلية من خلال الفولتيميتر، فلا بد من قطب مرجعي نقيس بالنسبة له

تم اختيار قطب الهيدروجين المعياري كقطب مرجعي، وسبب اختياره: لأن نشاطه الكيميائي متوسط

بين العناصر، واصطاح العلماء على أن جهد الاختزال المعياري له $E^{\circ}_{\text{H}_2} = 0$ ومثل ذلك جهد تأكسده $0 =$

فيكون هو المرجع لباقي الأقطاب



مكونات قطب الهيدروجين المعياري:

1- وعاء يحتوي على محلول حمض الهيدروكلوريك HCl

تركيز أيونات الهيدروجين H^+ فيه 1 M

2- صفيحة من البلاتين مغموسة في ذلك المحلول

(البلاتين قطب موصل لكن لن يتفاعل مع المحلول،

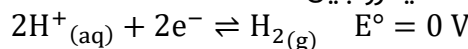
واستعملناه لأن المادة المستخدمة في نصف الخلية:

أيونات + غاز

3- يُضخ غاز الهيدروجين إلى المحلول عند ضغط للغاز

يساوي 1 atm يعني 1 ضغط جوي، ودرجة حرارة 25°C

التفاعل الحاصل في نصف الخلية الهيدروجين:

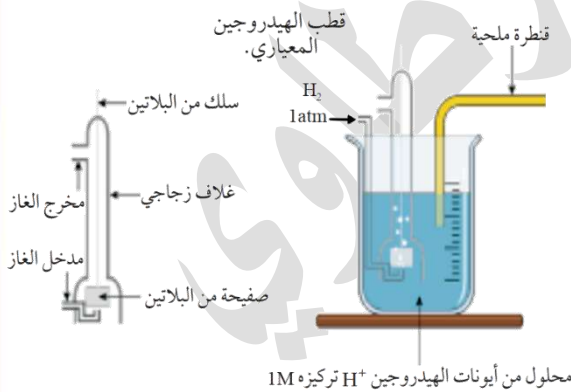


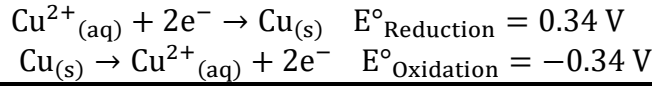
السهم المزدوج يدل على أن نصف التفاعل منعكس؛ إذ يمكن لأيونات الهيدروجين H^+ أن تُختزل إلى

H_2 ، ويمكن لجزيئات غاز H_2 أن تتأكسد إلى H^+ ، حيث أن الهيدروجين يتوسط العناصر، ففي خلية

جلفانية قد يُختزل وقد يتأكسد حسب الذي معه

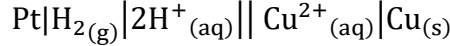
جهد الاختزال المعياري للعنصر = - جهد التأكسد المعياري للعنصر نفس





تذكر: جهد الاختزال المعياري للعنصر لا يتأثر بمعاملات المعادلة الكيميائية

🔪 **مثال حسابي:** في الخلية الجلفانية الممثلة بالرمز الآتي:



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E^{\circ}_{\text{Cell}} = 0.34 \text{ V}$ فاحسب جهد الاختزال المعياري للنحاس

نصف تفاعل التأكسد عند المصعد (قطب الهيدروجين المعياري): $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}^{+}_{(aq)} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال عند المهبط Cu: $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$

التفاعل الكلي في الخلية الجلفانية: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2\text{H}^{+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$0.34 = E^{\circ}_{\text{Cu}} - 0$$

$$E^{\circ}_{\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين وهذا يعني أن أيونات النحاس تميل إلى الاختزال أكثر من أيونات الهيدروجين، لذلك تأكسدت جزيئات غاز الهيدروجين واختزلت أيونات النحاس

🔪 **مثال حسابي:** خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الهيدروجين $2\text{H}^{+} | \text{H}_2 | \text{Pt}$

ونصف خلية الكاديوم $\text{Cd}^{2+} | \text{Cd}$ المعياريين، أحسب جهد الاختزال المعياري للكاديوم إذا علمت أن جهد

الخلية المعياري يساوي 0.4 V ، ونقصت كتلة قطب الكاديوم بعد تشغيل الخلية لفترة من الزمن

نصف تفاعل التأكسد عند المصعد Cd: $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال عند المهبط Pt: $2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightarrow \text{H}_2$

التفاعل الكلي في الخلية الجلفانية: $\text{Cd} + 2\text{H}^{+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{H}_2$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$0.4 = 0 - E^{\circ}_{\text{Cd}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cd}} = -0.4 \text{ V}$$



- استخدم قطب الهيدروجين المعياري في بناء خلايا جلفانية متعددة ومن خلال قياس جهودها المعيارية حُسبت جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المختلفة التي استخدمت فيها
- اتفق الكيميائيون على كتابة أنصاف التفاعلات على شكل أنصاف تفاعل اختزال في الاتجاه الأمامي وتم ترتيبها وفقاً لتزايد جهود الاختزال المعيارية في جدول سُمي جدول جهود الاختزال المعيارية (الجدول (2): جهود الاختزال المعيارية عند درجة حرارة 25°C.

نصف تفاعل الاختزال				E° (V)		
Li ⁺ _(aq)	+	e ⁻	↔	Li _(s)	-3.05	
K ⁺ _(aq)	+	e ⁻	↔	K _(s)	-2.92	
Ca ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Ca _(s)	-2.76	
Na ⁺ _(aq)	+	e ⁻	↔	Na _(s)	-2.71	
Mg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Mg _(s)	-2.37	
Al ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	↔	Al _(s)	-1.66	
Mn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Mn _(s)	-1.18	
2H ₂ O _(l)	+	2e ⁻	↔	2OH ⁻ + H _{2(g)}	-0.83	
Zn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Zn _(s)	-0.76	
Cr ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	↔	Cr _(s)	-0.73	
Fe ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Fe _(s)	-0.44	
Cd ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Cd _(s)	-0.40	
Co ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Co _(s)	-0.28	
Ni ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Ni _(s)	-0.23	
Sn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Sn _(s)	-0.14	
Pb ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Pb _(s)	-0.13	
Fe ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	↔	Fe _(s)	-0.04	
2H⁺_(aq)	+	2e⁻	↔	H_{2(g)}	0.00	
Cu ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Cu _(s)	0.34	
I _{2(s)}	+	2e ⁻	↔	2I ⁻ _(aq)	0.54	
Fe ³⁺ _(aq)	+	e ⁻	↔	Fe ²⁺ _(aq)	0.77	
Ag ⁺ _(aq)	+	e ⁻	↔	Ag _(s)	0.80	
Hg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	↔	Hg _(l)	0.85	
Br _{2(l)}	+	2e ⁻	↔	2Br ⁻ _(aq)	1.07	
O _{2(g)}	+ 4H ⁺	+	4e ⁻	↔	2H ₂ O _(l)	1.23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ _(aq)	+ 14H ⁺	+	6e ⁻	↔	7H ₂ O _(l) + 2Cr ³⁺ _(aq)	1.33
Cl _{2(g)}	+	2e ⁻	↔	2Cl ⁻ _(aq)	1.36	
Au ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	↔	Au _(s)	1.5	
MnO ₄ ⁻ _(aq)	+ 8H ⁺	+	5e ⁻	↔	4H ₂ O _(l) + Mn ²⁺ _(aq)	1.51
F _{2(g)}	+	2e ⁻	↔	2F ⁻ _(aq)	2.87	

تزداد قوة العوامل المؤكسدة

تزداد قوة العوامل المختزلة

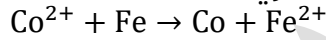
- أهمية جدول جهود الاختزال المعيارية:
- نحسب منه جهد الخلية المعيارية باستخدام جهود الاختزال المعيارية
- التنبؤ بتلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال
- حدوث التفاعل في الخلية الجلفانية تلقائياً
- تفاعل الفلزات مع محلول الحمض المخفف، وانطلاق أو تحرر غاز الهيدروجين

- تفاعل الفلزات واللافلزات مع محاليل الأملاح: التحريك والحفظ والتحضير والترسيب ...
- مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة

- تترتب جهود الاختزال في الجدول، حيث تزداد من أعلى إلى أسفل، ويتوسطها الهيدروجين بقيمة 0
- يسار الجدول عوامل مؤكسدة تحدث لها عملية اختزال فهي تمثل نصف تفاعل الاختزال الذي يحدث في المهبط
- يمين الجدول عوامل مختزلة تحدث لها عملية تأكسد فلو عكسنا نصف التفاعل سيكون نصف تفاعل تأكسد يحدث في المصعد
- العناصر والأيونات الأحادية: على يمين الجدول: الفلز والأيون السالب عامل مختزل، وعلى يسار الجدول: الجزيء الثنائي والأيون الموجب عامل مؤكسد
- **لحساب جهد الخلية المعياري:**

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

مثال حسابي: أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



$$E^{\circ}_{\text{Fe}} = -0.44 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{Co}} = -0.28 \text{ V}$$

جهد اختزال الكوبلت (-0.28) أعلى من جهد اختزال الحديد (-0.44) فهذا يعني أنه سيكون

المهبط والحديد هو المصعد ليحدث التفاعل في الخلية الجلفانية

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Co}} - E^{\circ}_{\text{Fe}} = -0.28 - (-0.44) = +0.16 \text{ V}$$

الإشارة الموجبة لجهد الخلية معناه تفاعل تلقائي وهذا المفروض في الخلية الجلفانية

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Ag}} - E^{\circ}_{\text{Mg}} = +0.80 - (-2.37) = +3.17 \text{ V}$$

مهم العناية بالإشارات لأنها تؤثر على الناتج النهائي

مثال حسابي: خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الكروم $\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}$ ونصف خلية النحاس $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$

المعياريين، بالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية، أحسب جهد الخلية المعياري

$$E^{\circ}_{\text{Cr}} = -0.73 \text{ V} \quad E^{\circ}_{\text{Cu}} = +0.34$$

الكروم جهد اختزاله المعياري أقل وبالتالي يتأكسد فهو المصعد

والآخر الذي جهد اختزاله المعياري أكبر هو الذي تُختزل أيوناته عليه فالنحاس هي المهبط

لا تهتمنا موازنة المعادلة الكلية لحساب جهد الخلية إنما يهمنا فقط تحديد المهبط والمصعد

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

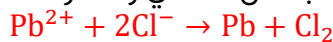
$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Cr}} = +0.34 - (-0.73) = +1.07 \text{ V}$$

في الخلايا الكهروكيميائية نوعين من التفاعلات: تلقائي في الخلية الجلفانية وجهد الخلية يكون

موجباً أي لا يحتاج إلى طاقة كهربائية لإحداثه، بل هو منتج للطاقة، بينما لو كان الجهد سالباً فإن

التفاعل غير تلقائي ولن يحدث إلا بطاقة كهربائية يعني من خلال خلية التحليل الكهربائي

مثال حسابي: هل هذا التفاعل يحدث بشكل تلقائي وأفسر ذلك



$$E^{\circ}_{\text{Pb}} = -0.13 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cl}_2} = +1.36 \text{ V}$$

حسب المعادلة الكيميائية اختزلت أيونات الرصاص في خلية المهبط، وتأكسدت أيونات الكلور في خلية المصعد

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Pb}} - E^{\circ}_{\text{Cl}_2} = -0.13 - (+1.36) = -1.49 \text{ V}$$

جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب، فالتفاعل غير تلقائي الحدوث، ولا بد من طاقة كهربائية حتى يحدث التفاعل في خلية تحليل كهربائي وليس في الخلية الجلفانية

🧪 **مثال حسابي:** أفسر يتفاعل فلز النيكل Ni مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وينطلق غاز

$$E^{\circ}_{\text{Ni}} = -0.23 \text{ V} \quad E^{\circ}_{\text{H}_2} = 0 \text{ V}$$

الهيدروجين، نكتب معادلة التفاعل ثم نكتب المعادلة الأيونية:

عند تفاعل الفلز مع الحمض سيتكون ملح الفلز في المحلول و ينطلق غاز الهيدروجين، فنفترض حدوث التفاعل كالتالي:



أيونات الكلور السالبة متفرجة فنحذفها



المعادلة الأيونية الكلية: $\text{Ni} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{H}_2} - E^{\circ}_{\text{Ni}} = 0 - (-0.23) = +0.23 \text{ V}$$

لأن جهد الخلية موجب، فإن النيكل Ni يتفاعل تلقائياً مع حمض HCl ويتصاعد غاز الهيدروجين

🧪 **مثال حسابي:** أفسر لا يتفاعل فلز النحاس Cu مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl ولا ينطلق غاز

$$E^{\circ}_{\text{Cu}} = +0.34 \text{ V} \quad E^{\circ}_{\text{H}_2} = 0 \text{ V}$$



أيونات الكلور السالبة متفرجة فنحذفها



المعادلة الأيونية الكلية: $\text{Cu} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$

$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{Cathode}} - E^{\circ}_{\text{Anode}}$$

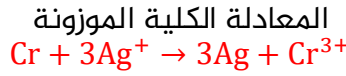
$$E^{\circ}_{\text{Cell}} = E^{\circ}_{\text{H}_2} - E^{\circ}_{\text{Cu}} = 0 - (+0.34) = -0.34 \text{ V}$$

إذاً لا يتفاعل النحاس Cu مع حمض HCl ولا يتصاعد غاز الهيدروجين

- إذا كان جهد اختزال الفلز بالسالب (فوق الهيدروجين في الجدول) فإنه يتفاعل مع محلول الحمض ويحرر غاز الهيدروجين، وإذا كان جهد اختزال الفلز بالموجب (تحت الهيدروجين في الجدول) فهو لا يتفاعل مع محلول الحمض
- الفلزات التي تتفاعل تلقائياً مع محاليل أملاح فلزات أخرى (يحدث الترسيب، الاستخلاص، فلا يمكن التحريك أو الحفظ) ستكون الفلزات أقل جهد اختزال (بالأعلى)
- الفلزات التي لا تتفاعل فيمكن الحفظ أو التحريك باستخدامها، كل فلز يحفظ اللي فوقه من محاليل فلز آخر
- التفاعل التلقائي: العامل المؤكسد يؤكسد اللي فوقه، والعامل المختزل يختزل اللي تحته وليس العكس

مثال حسابي: هل يمكن تحريك محلول نترات الفضة $AgNO_3$ بملعقة من الكروم Cr إذا علمت أن

$$E^{\circ}_{Cr} = -0.73 V \quad E^{\circ}_{Ag} = +0.80 V$$



جهد اختزال الكروم أقل من جهد اختزال الفضة وبالتالي الكروم هو المصعد يتأكسد، والفضة المهبط فيحدث عليه اختزال، وهذا الذي يحدث فعلياً في التفاعل (المعادلة الكيميائية)

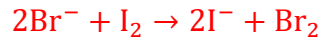
$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{Cathode} - E^{\circ}_{Anode}$$

$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{Ag} - E^{\circ}_{Cr} = +0.80 - (-0.73) = +1.53 V$$

التفاعل تلقائي الحدوث لذا لا يمكننا تحريك محلول نترات الفضة بملعقة من الكروم

مثال حسابي: هل يمكن تحضير البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2 ؟

$$E^{\circ}_{Br_2} = +1.07 V \quad E^{\circ}_{I_2} = +0.54 V$$



جهد اختزال اليود أقل من جهد اختزال البروم فيفتراض أن يكون في خلية المصعد يتأكسد، ويفترض بالبروم أن يكون في خلية المهبط تُختزل أيوناته، ولكن المعادلة الكيميائية توحي بعكس ذلك، حيث تم تأكسد البروم واختزال اليود، لذا نقول هذا التفاعل غير تلقائي الحدوث ولا يمكن التحضير

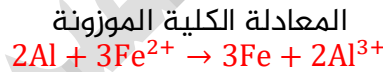
$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{Cathode} - E^{\circ}_{Anode}$$

$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{I_2} - E^{\circ}_{Br_2} = +0.54 - (+1.07) = -0.53 V$$

جهد الخلية المعياري سالب، فالتفاعل غير تلقائي الحدوث ولا يمكننا تحضير البروم من محلوله باستخدام اليود

مثال حسابي: هل يمكن حفظ محلول كبريتات الحديد $FeSO_4$ في وعاء من الألمنيوم Al ؟

$$E^{\circ}_{Fe} = -0.44 V \quad E^{\circ}_{Al} = -1.66 V$$



جهد اختزال الألمنيوم أقل من جهد اختزال الحديد وبالتالي الألمنيوم المصعد الذي يتأكسد، والحديد المهبط الذي يحدث عليه اختزال أيوناته، وهذا الذي يحدث فعلياً في التفاعل

$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{Cathode} - E^{\circ}_{Anode}$$

$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{Fe} - E^{\circ}_{Al} = -0.44 - (-1.66) = +1.22 V$$

أضعف عامل مؤكسد	نصف تفاعل الاختزال	E° (V)	أقوى عامل مختزل
	$Li^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Li_{(s)}$	-3.05	
	$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)}$	-2.92	
	$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	-2.76	
	$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)}$	-2.71	
	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	-2.37	
	$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Al_{(s)}$	-1.66	
	$Mn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Mn_{(s)}$	-1.18	
	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	-0.83	
	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0.76	
	$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	-0.73	
	$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0.44	
	$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cd_{(s)}$	-0.40	
	$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Co_{(s)}$	-0.28	
	$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	-0.23	
	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Sn_{(s)}$	-0.14	
	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Pb_{(s)}$	-0.13	
	$Fe^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0.04	
	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0.00	
	$Cu^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	0.34	
	$I_2_{(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)}$	0.54	
	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$	0.77	
	$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	0.80	
	$Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_{(s)}$	0.85	
	$Br_2_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-_{(aq)}$	1.07	
	$O_2_{(g)} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)}$	1.23	
	$Cr_2O_7^{2-}_{(aq)} + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+}_{(aq)}$	1.33	
	$Cl_2_{(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-_{(aq)}$	1.36	
	$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons Al_{(s)}$	1.5	
	$MnO_4^-_{(aq)} + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)}$	1.51	
أقوى عامل مؤكسد	$F_2_{(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-_{(aq)}$	2.87	أضعف عامل مختزل

- جهد الخلية المعياري موجب، فالتفاعل تلقائي الحدوث ولا يمكننا حفظ هذا المحلول في وعاء الألمنيوم
- قوة العامل المؤكسد تزداد كلما نزلنا إلى أسفل يسار الجدول
- قوة العامل المختزل تزداد كلما صعدنا إلى أعلى يمين الجدول
- أقوى عامل مؤكسد هو: F_2 وأضعف عامل مؤكسد هو Li^+
- أقوى عامل مختزل هو: Li وأضعف عامل مختزل هو F^-
- تذكر: العامل المؤكسد: موجب جزئي، العامل المختزل: سالب فلز

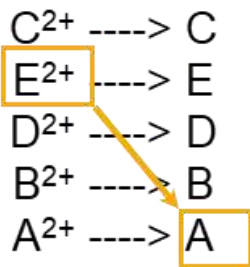
مثال حسابي: أدرس الجدول الآتي الذي يوضح جهد الخلية المعياري لعدد من الخلايا الجلفانية المكونة من الفلزات ذوات الرموز الافتراضية وجميعها تكون أيونات ثنائية موجبة، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

$E'_{\text{cell}} (V)$	المصعد	قطب الخلية	
1.3	D	D-B	D<B
1.5	E	E-B	E<B
0.4	C	C-E	C<E
0.3	B	A-B	B<A

C
E
D
B
A

الحل: نرتب كل خلية / المصعد أقل جهد اختزال معياري من المهبط، ثم نرتب تلك الفلزات الافتراضية حسب تزايد جهود الاختزال المعيارية، ونلاحظ أن B قطب مشترك بين خليتين D - B و E - B فنعتبر B قطب مرجعي ونقارن وقتها بين

الأعلى جهد خلية 1.5 فنقول E قبل D ثم نجد أن C أقل من E فنرتبها فوقها، أما E فهو أكبر من السابقين فيكون تحتهم وفي النهاية نضع A لأنه الأكبر



أ- أحدد الفلز الذي له أعلى جهد اختزال معياري D أم C ؟

ب- أحدد أقوى عامل مؤكسد

ننظر أسفل يسار ونختار أيونات الفلز فأقوى عامل مؤكسد: A²⁺

ج- أتنبأ: هل يمكن تحريك محلول نترات E بملعقة من A ؟ أفسر إجابتي

الفلز A لن يختزل من فوقه لأن جهد اختزاله أكبر فهو الذي سيختزل فهو مهبط والآخر يتأكسد لأنه مصعد وبالتالي لن يحدث التفاعل، وبالتالي يمكن تحريك محلول نترات E بملعقة من A

د- أحدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية الجلفانية المكونة من نصف خلية E²⁺|E

ونصف خلية D²⁺|D

C ²⁺ ----> C	0.4
E ²⁺ ----> E	1.3
D ²⁺ ----> D	1.5
B ²⁺ ----> B	0.3
A ²⁺ ----> A	

المصعد هو E والمهبط هو D ، تتجه الإلكترونات من E إلى D

ه- أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية المكونة من نصف

خلية C²⁺|C ونصف خلية B²⁺|B

$$E^{\circ}_{C-B} = 0.4 + 1.5 = +1.9 V$$

مع ترتيب الفلزات نحدد جهد كل خليتين فنعرف باقي الخلايا المجهولة على الترتيب

المادة	E' (V)
Co ²⁺	-0.28
Br ₂	1.07
Pb ²⁺	-0.13
Ag ⁺	0.80
Mn ²⁺	-1.18
Cd ²⁺	-0.40

مثال حسابي: أدرس الجدول المجاور الذي يمثل جهود الاختزال المعيارية لبعض

المواد، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

الحل: نرتب جهود الاختزال من الأقل إلى الأكبر ونحاول رسم مخطط جدول أنصاف تفاعلات الاختزال لتلك المواد

أ- أحدد أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل

أقوى عامل مؤكسد: Br₂ أقوى عامل مختزل: Mn

ب- أستنتج: هل يمكن حفظ البروم Br₂ في وعاء من الفضة Ag؟ أفسر إجابتي

البروم جهد اختزاله أكبر وبالتالي سيحدث له الاختزال ويؤكسد الآخر أي الفضة يعني يحدث التفاعل ويكون تلقائياً، لذا لا يمكن حفظ البروم في وعاء من الفضة

ج- أقرن: ما الفلزان اللذان يكونان خلية جلفانية لها أكبر جهد خلية معياري؟

انتبه: سنختار من السلسلة المرتبة فلزان فقط ونستثني البروم لأنه لافلز، ولا بد أن تكون المسافة بينهما أكبر ما يمكن حتى يكون جهد الخلية أكبر ما يمكن، الفلزان هما Mn و Ag

د- أستنتج: المادة التي تستطيع أكسدة Cd

ولا تؤكسد Pb

أيونات الكوبلت Co^{2+} حيث هذا

العامل المؤكسد سيؤكسد من جهد

اختزاله أقل منه، وبالتالي يؤكسد فقط Cd

ه- أعدد القطب الذي تزداد كتلته في

الخلية الجلفانية Cd - Pb

Cd جهد اختزاله أقل فهو المصعد و Pb

هو المهبط، إذا الذي تزداد كتلته هو Pb

و- أعدد الفلز الذي لا يحرر غاز الهيدروجين من محلول حمض المخفف

يكون جهد اختزاله موجب وهو Ag

ز- في الخلية الجلفانية التي أعطيت الرمز الآتي:



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E^{\circ}_{Cell} = 1.8 V$ فأجيب عن الأسئلة الآتية:

1- أعدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية

من المصعد Sc إلى المهبط Co

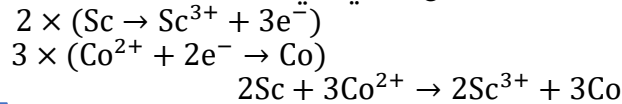
2- أحسب جهد الاختزال المعياري لقطب السكنديوم Sc

$$E^{\circ}_{Cell} = 1.8 V \quad E^{\circ}_{Co} = -0.28 V \quad E^{\circ}_{Sc} = ? V$$

$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{Co} - E^{\circ}_{Sc}$$

$$+1.8 = -0.28 - E^{\circ}_{Sc} \quad E^{\circ}_{Sc} = -2.08 V$$

3- أكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية



مثال مهم من أسئلة الأنشطة على محلول القنطرة المناسب:

الشكل المجاور يمثل الخلية الجلفانية الممثلة بالرمز الآتي

في الظروف المعيارية: $Zn|Zn^{2+}||2H^{+}|H_2|Pt$ ، جهد

اختزال النحاس = 0.34

أ- ما تركيز أيونات Zn^{2+} المستخدمة في نصف خلية الخارصين

المعيارية؟ $[Zn^{2+}] = 1M$

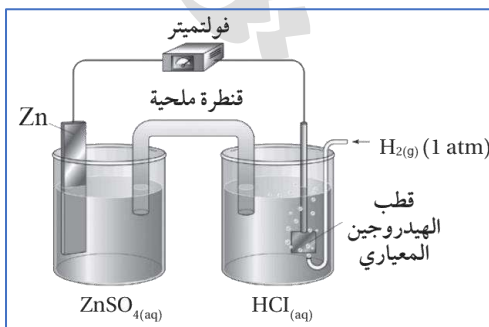
المادة	$E^{\circ} (V)$	أقوى ع. مختزل
$Mn^{2+} \rightarrow Mn$	-1.18	
$Cd^{2+} \rightarrow Cd$	-0.40	
$Co^{2+} \rightarrow Co$	-0.28	
$Pb^{2+} \rightarrow Pb$	-0.13	
$Ag^{+} \rightarrow Ag$	0.80	
$Br_2 \rightarrow 2Br^{-}$	1.07	أضعف ع. مختزل

أضعف ع. مؤكسد

أقوى ع. مؤكسد

$E^{\circ}_{H_2} = 0$

أكبر جهد خلية جلفانية لفلزان



ب- هل يمكن استخدام محلول مشبع من كبريتات النحاس $CuSO_4$ في القنطرة الملحية

(تذكر أن شرط محلول القنطرة ألا يتفاعل في الخلية) ننظر هل ممكن أن يتأكسد أو يختزل أيونات Cu^{2+} ستتحرك باتجاه المهبط نصف خلية الهيدروجين ولأن جهد اختزال النحاس أكبر من صفر، بالتالي أيونات النحاس ستختزل بدلاً من أيونات الهيدروجين H^+ وتترسب فيصبح جهد الخلية المعياري المقاس لا يمثل جهد الخلية المطلوبة

مثال: أرتب الفلزات ذوات الرموز الافتراضية X, Y, Z وفق قوتها كعوامل مختزلة إذا علمت أن الفلز X يختزل

أيونات Z^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+}

إذا كان X عامل مختزل فهو يختزل اللي تحته وبالتالي Z سيكون تحته ويختزل أيوناته Z^{2+} ، بينما Y

فوقه وبالتالي لن يختزل أيونات Y^{2+}

الترتيب حسب قوتها كعوامل مختزلة سيكون بالعكس



مثال خارجي من المنهاج القديم على تلقائية الحدوث وقوة العوامل: بالنظر إلى جدول جهود الاختزال

والتفاعل الآتي: $I_2 + Pb \rightarrow 2I^- + Pb^{2+}$

I_2 عامل مؤكسد أقوى من Pb^{2+}	a
Pb عامل مؤكسد	b
I_2 عامل مختزل	c
I^- عامل مختزل أقوى من Pb	d

الخيار الصحيح (a) فإن التفاعل التلقائي تكون العوامل المختزلة والمؤكسدة في المتفاعلات هي الأقوى، بينما لو سار التفاعل العكسي أي التفاعل غير التلقائي فإن العوامل المتفاعلة أضعف

تذكر علاقات سريعة للحسابات

- التفاعل في الخلية الجلفانية تلقائي وإشارة جهد الخلية المعياري موجبة، والسالبة معناها أن التفاعل غير تلقائي ويلزمه طاقة كهربائية للحدوث أو انعكس الأنصاف حتى تتفاعل
- أقوى عامل مختزل أعلى اليمين، وأقوى عامل مؤكسد أسفل يسار
- الفلز الذي يتفاعل مع محلول الحمض فينتقل غاز الهيدروجين أو يحرره إشارته سالبة يعني فوق الهيدروجين، والذي لا يتفاعل بإشارة جهد اختزاله المعياري موجبة يعني تحت الهيدروجين
- الأقل جهد اختزال معياري هو المصعد والأعلى جهد اختزال معياري هو المهبط، يعني المصعد دائماً فوق والمهبط تحت في جدول جهود الاختزال المعيارية
- الأقل جهد اختزال معياري هو العامل المختزل، والأعلى جهد اختزال معياري هو العامل المؤكسد، ولا بد أن ننتبه لمواقع تلك العوامل يمين أو يسار الجدول
- الفلز الأقل جهد اختزال يحل محل أيونات الفلز في محلوله الذي له أعلى جهد اختزال
- العامل المختزل يختزل اللي تحته، والعامل المؤكسد يؤكسد اللي فوقه
- تفاعلات التحضير والترسيب والاستخلاص معناه تفاعل تلقائي
- حتى نحفظ أو نحرك معناه تفاعل غير تلقائي، فالفلز يحفظ من فوقه من المحاليل

من التطبيقات العملية للخلية الجلفانية:

- 1- البطاريات: أ- بطارية الرصاص للتخزين ب- بطارية أيون الليثيوم
- 2- تآكل الفلزات

البطاريات من التطبيقات العملية المهمة، لأنه تحدث فيها تفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية

تختلف البطاريات في الطاقة الكهربائية التي تنتجها لاختلاف مكوناتها فيختلف التفاعل المترتب عليه أنواع البطاريات:

1- بطاريات أولية: هي بطاريات تستخدم مرة واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، مثال: البطاريات الجافة، البطاريات الجافة القلوية

2- بطاريات ثانوية: هي بطاريات قابلة لإعادة الشحن، مثال: بطاريات التخزين ومنها: أ- المرمك الرصاصي (بطارية الرصاص الحمضية)

ب- بطارية أيون الليثيوم

مكونات بطارية الرصاص الحمضية (بطارية الرصاص للتخزين)

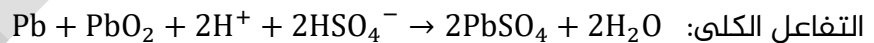
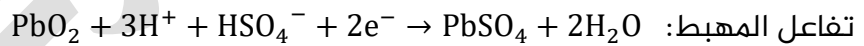
1- ست خلايا جلفانية تتكون كل منها من ألواح رصاص Pb تمثل المصعد، وألواح رصاص مغلف بأكسيد الرصاص

PbO₂ IV تمثل المهبط

2- تُرتب الأقطاب (الخلايا) بوعاء بلاستيكي مقوى بطريقة متبادلة تفصل بينها صفائح عازلة

3- تُغمر في محلول حمض الكبريتيك H₂SO₄ الذي كثافته 1.28 g/cm³، وتوصل ببعضها على التوالي

تفاعلات التأكسد والاختزال التي تحدث في بطارية الرصاص الحمضية.



جهد الخلية الواحدة والجهد الكلي للبطارية:

جهد الخلية الواحدة تقريباً: 2 V أما فرق الجهد الذي تعطيه البطارية: 12 V

تحدد كفاءة البطارية من خلال قياس كثافة حمض الكبريتيك H₂SO₄: حيث يتم استهلاكه نتيجة استخدام البطارية مما يؤدي إلى نقصان كثافته

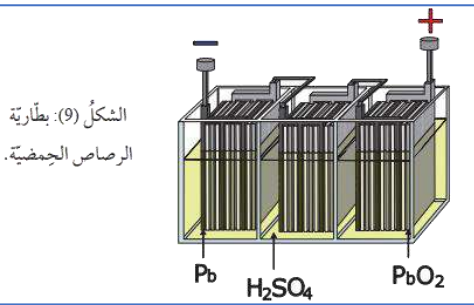
تشحن بطارية الرصاص الحمضية عند توقف تفاعلها التلقائي بواسطة تيار كهربائي، حيث يجري عكس تفاعلي التأكسد والاختزال ومن ثم التفاعل الكلي في البطارية

أما في السيارات فإن البطارية تُشحن بشكل تلقائي ومستمر بواسطة مولد التيار (الدينامو) المتصل بمحرك السيارة، تفاعل الشحن: $2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{HSO}_4^-$

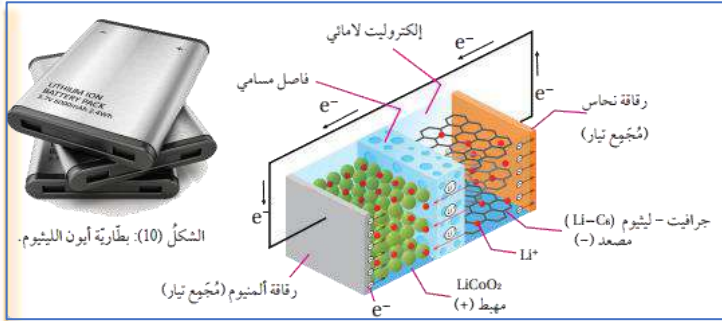
عمر بطارية الرصاص الحمضية من 3-5 سنوات تقريباً

تفقد البطارية جزءاً من مكوناتها مثل PbSO₄، وأسباب فقدانه:

تساقط تلك المادة عن ألواح الرصاص نتيجة الحركة المستمرة للمركبات على الطرق



الشكل (9): بطارية الرصاص الحمضية.



■ في حال فقدان مادة $PbSO_4$ فإنه لا يُعاد شحن البطارية كما ينبغي، حيث مادة $PbSO_4$ غير موجودة في التفاعل العكسي

■ أهمية بطارية أيون الليثيوم

1- تعدّ من أكثر أنواع البطاريات استخداماً في الوقت الحاضر

2- مصدر الطاقة الرئيس للعديد من وسائل

التكنولوجيا وأدواتها في المجالات المختلفة، مثال: 1- السيارات الكهربائية 2- الحواسيب والهواتف المحمولة 3- العديد من الأجهزة الكهربائية الاستهلاكية

■ في عام 1991 كانت أول مرة استخدمت فيها بطارية أيون الليثيوم

■ مكونات بطارية أيون الليثيوم

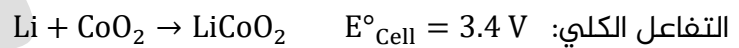
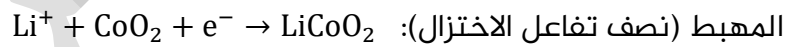
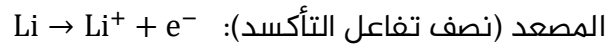
من عدة خلايا متصلة ببعضها وكل منها تتكوّن من ثلاث مكونات رئيسية وهي:

1- المصعد (القطب السالب): يتكون عادة من الجرافيت C_6 ، الذي يتميز بقدرته على تخزين (استيعاب) ذرات الليثيوم وأيوناته دون التأثير فيها

2- المهبط (القطب الموجب): يتكون من بلورات لأكسيد عنصر انتقالي، مثل: أكسيد الكوبلت CoO_2 IV الذي يمكنه أيضاً تخزين (استيعاب) أيونات الليثيوم، مثل الجرافيت

3- المحلول الإلكتروليتي: يتكون من محلول لامائي لأحد أملاح الليثيوم ومذيب عضوي يذوب فيه الملح، وعادة يستخدم $LiPF_6$ مذاباً في كربونات الإيثيلين $CH_2CH_2CO_3$

■ تفاعلات التأكسد والاختزال التي تحدث في بطارية أيون الليثيوم.



■ طريقة توليد خلايا بطارية أيون الليثيوم الكهربائي

1- تتأكسد ذرات الليثيوم عند المصعد متحولة إلى أيونات Li^+

2- تنتقل عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه المهبط بينما تتحرك الإلكترونات عبر الدارة الخارجية من المصعد إلى المهبط

3- تُختزل أيونات الكوبلت من Co^{4+} في أكسيد الكوبلت CoO_2 إلى Co^{3+} في $LiCoO_2$

■ عملية شحن البطارية: ينعكس مسار العملية السابقة خلال شحن البطارية حيث:

1- يتأكسد $LiCoO_2$

2- تتحرك أيونات الليثيوم Li^+ عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه نصف خلية الجرافيت حيث تُختزل

■ ميزات بطارية أيون الليثيوم

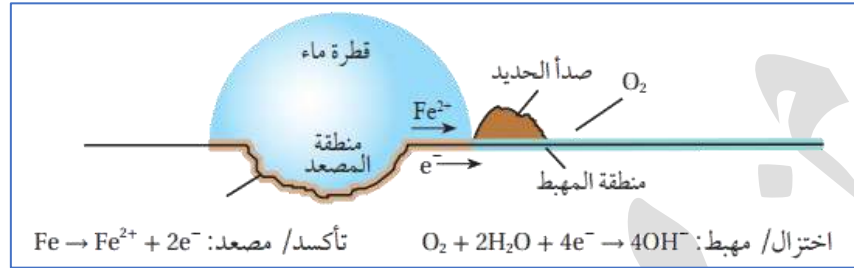
1- كثافة طاقة عالية للبطارية

2- يمكن إعادة شحنها مئات المرات؛ لأن الليثيوم أقل جهد اختزال معياري، فهو أقوى عامل مختزل

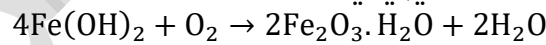
3- البطارية خفيفة الوزن؛ لأن الليثيوم أخف عنصر فلزي، حيث أن 6.941 g منه كافية لإنتاج 1 mol من

الإلكترونات

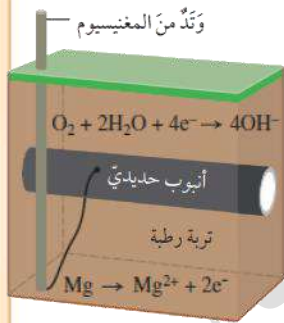
- تتآكل الفلزات عند تفاعلها مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة؛ فتفقد العديد من خصائصها وتتحول إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، كأكاسيد الفلزات وهيدروكسيدات وكبريتيدات وكربوناتها
- يُعتبر صدأ الحديد وتآكل حديد هياكل الجسور والمباني والسيارات بفعل الهواء الجوي الرطب من الأضرار الاقتصادية الكبيرة لتآكل الفلزات، فيتم تعويض خسائره بخمس كمية الحديد المستخرج سنوياً
- يتآكل الحديد بسبب تفاعل كهروكيميائي (خلية تآكل الحديد الجلفانية) بوجود الأكسجين والماء معاً فيحدث التالي: [انتبه للمعادلات على الرسم (احفظها)]



- 1- يتأكسد الحديد Fe عند تكشف سطحه بفعل شق أو كشط أو كسر إلى أيونات الحديد Fe²⁺ ويصبح هذا الجزء مصعد الخلية
- 2- تتحرك الإلكترونات الناتجة عن تأكسده من منطقة الحديد المغطاة بقطرة الماء إلى حافتها حيث يوجد الهواء والقليل من الماء، وهناك يُختزل أكسجين الهواء مكوناً أيونات الهيدروكسيد OH⁻. وتمثل هذه المنطقة مهبط الخلية
- 3- تتحرك أيونات الحديد Fe²⁺ من مركز القطرة باتجاه حافتها
- 4- تتحرك أيونات الهيدروكسيد OH⁻ بالاتجاه المعاكس
- 5- تتفاعلان معاً عند التقائهما وينتج هيدروكسيد الحديد II Fe(OH)₂ الذي سرعان ما يتأكسد مكوناً الصدأ حسب المعادلة الكيميائية:



- **صدأ الحديد عبارة عن** مادة صلبة هشة بنية اللون تتكون على الأشياء الحديدية وتتقشر بسهولة معرضة سطح الحديد أسفل منها لمزيد من التآكل



الشكل (13): الحماية
المهبطية للحديد.

- الحماية المهبطية من طرق حماية الحديد من الصدأ والتآكل، حيث يتم تشكيل خلية جلفانية يكون الحديد هو المهبط فيُختزل على سطحه الأكسجين، أما المصعد فيستخدم فلز أنشط من الحديد مقل (مغنيسيوم، خارصين) أما التربة الرطبة أو مياه البحر فهي المحلول الإلكتروليتي
- **تُستخدم الحماية المهبطية في:**

- 1- حماية خطوط الأنابيب الحديدية المدفونة في الأرض (الغاز أو النفط)
- 2- حماية أجسام السفن

آلية عمل الحماية المهبطية بالنسبة لأنابيب الحديد

- 1- توصل الأنابيب الحديدية بأوتاد من المغنيسيوم
- 2- يتأكسد المغنيسيوم (المصعد) وتنتقل الإلكترونات عبر السلك المعزول إلى الأنبوب الفولاذي (المهبط)
- 3- تُختزل جزيئات الأكسجين وبذلك يتأكسد المغنيسيوم ويحمي الحديد من التآكل

آلية عمل الحماية المهبطية بالنسبة للسفن:

توصل أقطاب من المغنيسيوم بهيكل السفينة لتجري حمايتها بالطريقة السابقة نفسها، ويتم استبدال أقطاب المغنيسيوم المتآكلة بأقطاب أخرى بشكل دوري

الفرق بين الخلية الجلفانية و خلية التحليل الكهربائي

وجه المقارنة	الخلية الجلفانية	خلية التحليل الكهربائي
حدوث التفاعل	تلقائي	غير تلقائي
تحول الطاقة	من كيميائية إلى كهربائية	من كهربائية إلى كيميائية
شحنات المصعد والمهبط	المصعد (-) والمهبط (+)	المصعد (+) والمهبط (-)
إشارة جهد الخلية المعياري	(+)	(-)
حدوث عملية الاختزال عند	المهبط	المهبط
حدوث عملية التأكسد عند	المصعد	المصعد

حتى تحدث تفاعلات التأكسد والاختزال غير تلقائية الحدوث لا بد من تزويدها بطاقة كهربائية من مصدر خارجي، وهذا يحدث في خلايا التحليل الكهربائي ولهذا السبب يكون جهد الخلية سالب الإشارة

أهمية خلايا التحليل الكهربائي

- 1- تستعمل في شحن البطاريات
- 2- تستعمل في استخلاص العديد من الفلزات النشطة من مصاهيرها كالصوديوم والألمنيوم
- 3- تستعمل في تنقية الفلزات والطلاء الكهربائي لبعضها سواء لحمايتها من التآكل أو لإكسابها مظهراً جميلاً

أنواع التحليل الكهربائي

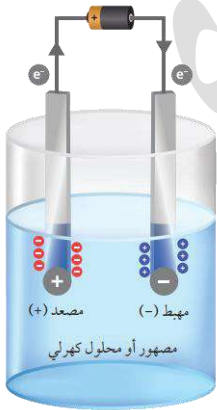
- 1- التحليل الكهربائي لمصهور مادة كهربية
- 2- التحليل الكهربائي لمحلول مادة كهربية

مكونات خلية التحليل الكهربائي

- 1- وعاء يحتوي مصهور أو محلول مادة أيونية
- 2- أقطاب خاملة من الجرافيت أو البلاتين، أما في تطبيقات خلية التحليل الكهربائي من الطلاء الكهربائي وتنقية الفلزات فإننا نستخدم أقطاب فعالة
- 3- بطارية (وهي بالأصل خلية جلفانية)
- 4- أسلاك توصيل

آلية عمل خلية التحليل الكهربائي:

- 1- يتم توصيل أحد الأقطاب الخاملة بقطب البطارية السالب ويسمى المهبط، ويتصل القطب الآخر بقطبها الموجب ويسمى المصعد أي أن شحنات المصعد والمهبط تكتسبها الخلية التحليلية من البطارية نفسها
- 2- تقوم البطارية بدفع الإلكترونات إلى المحلول عن طريق القطب السالب
- 3- تتحرك الأيونات المختلفة في المصهور أو المحلول نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة



4- يحدث اختزال للأيون الموجب أو الماء على المهبط

5- يحدث تأكسد للأيون السالب أو الماء على المصعد

6- تخرج الإلكترونات من المصعد ثم تعود إلى البطارية مرة ثانية لتكمل دورتها

- جهد البطارية المستخدمة لإحداث التفاعل في خلية التحليل الكهربائي أكبر من جهد الخلية المحسوب، لأن التفاعل الذي يحدث في الخلية تفاعل غير تلقائي
- أهمية التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الكهربية:

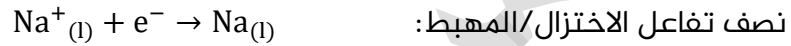
لاستخلاص الفلزات النشطة كالصوديوم والليثيوم والبوتاسيوم من مصاهير كلوريداتها.

■ نواتج التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم NaCl؟

1- يحتوي المصهور على أيونات الصوديوم Na⁺ وأيونات الكلوريد Cl⁻

2- عند إغلاق الدارة الكهربية:

- تتحرك أيونات Na⁺ باتجاه المهبط (-) وتحدث لها عملية اختزال مكونة ذرات الصوديوم السائلة:



- تتحرك أيونات Cl⁻ باتجاه المصعد (+) وتحدث لها عملية تأكسد مكونة غاز الكلور:



التفاعل الكلي:

جهد الخلية المعياري:

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Na}} - E^\circ_{\text{Cl}_2} = -2.71 - (+1.36) = -4.07 \text{ V}$$

الجهد بالسالب وهذا دليل أن التفاعل غير تلقائي الحدوث ويحتاج طاقة كهربية وجهد البطارية اللازم حتى يحدث هذا التفاعل يجب أن يكون أكبر من 4.07

النواتج: الصوديوم Na عند المهبط، وغاز الكلور Cl₂ عند المصعد

تذكر: أن البطارية هي بنك الإلكترونات، وأن كل من المهبط والمصعد يملك شحنات البطارية

مثال:

1- نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال في خلية التحليل الكهربائي لمصهور CaBr₂



2- نواتج التحليل الكهربائي للمصهور

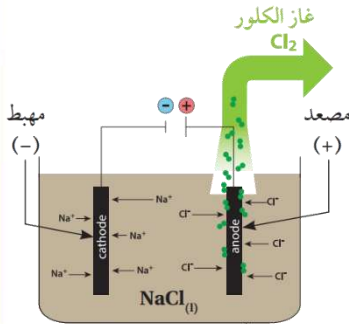
الكالسيوم المصهور Ca عند المهبط، وسائل البروم Br₂ عند المصعد

3- جهد البطارية اللازم لإحداث تفاعل التحليل الكهربائي للمصهور، علماً أن $E^\circ_{\text{Ca}} = -2.76 \text{ V}$

$$E^\circ_{\text{Br}_2} = +1.07 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Ca}} - E^\circ_{\text{Br}_2} = -2.76 - (+1.07) = -3.83 \text{ V} \quad \text{جهد الخلية المعياري:}$$

جهد البطارية لا بد أن يكون أكبر من 3.83 V



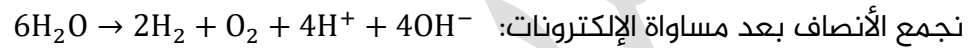
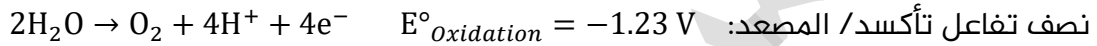
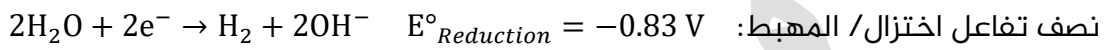
الشكل (16): التحليل الكهربائي

لمصهور NaCl.

■ الفرق بين المصهور والمحلول، أن المحلول فيه ماء كونه المذاب، **فستحدث عملية سباق بين الأيونات وجزيئات الماء في كل من المصعد والمهبط**

- يحدث على المصعد تفاعل التأكسد الذي يمتلك جهد تأكسد أكبر (جهد اختزال أقل)
- يحدث على المهبط تفاعل الاختزال الذي يمتلك جهد اختزال أكبر

■ قد تخالف التجربة العملية أحياناً الذي قد يحدث نظرياً من خلال قيم جهود الاختزال
■ من تجارب العلماء على تحليل الماء كهربائياً لم يكن ليتحلل وهو ماء نقي بسبب تركيز أيوناته القليل جداً، فتم تحليله كهربائياً مع إضافة مادة كهربية لا تتدخل في التفاعل، فيتحلل الماء منتجاً غاز الهيدروجين مع وسط قاعدي في المهبط وغاز الأكسجين مع وسط حمضي في المصعد، فإذا جمعنا أنصاف التفاعلات كانت المعادلة الكلية موزونة هي نفسها تفكك الماء إلى مكوناته، أما الوسط الحمضي والقاعدي فإنه سيتعادل في المعادلة الكلية

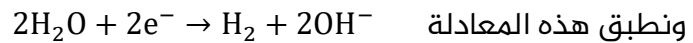


احفظ معادلات تأكسد واختزال الماء لأنها مهمة في تحليل نواتج أي خلية تحليل كهربائي فيها محلول مائي، سنقارن جهود اختزال سواء في المهبط أو المصعد في حال كتبنا أنصاف تفاعلات اختزال. ونقارن جهود تأكسد في حال كتبنا أنصاف تفاعلات تأكسد،

في حال عدم ورود معلومات عن جهود الاختزال المعياري للمواد سنطبق قواعد معينة نحفظها لتوقع نواتج التحليل الكهربائي:

- **أيون فلز من المجموعة الأولى والثانية بالإضافة للألمنيوم** ($\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Al}^{3+}$) سيبقى كما هو في المحلول، ولن يُختزل على المهبط، وسيُختزل الماء لينتج غاز الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد

فنقول **نواتج اختزال الماء: -1 تصاعد غاز الهيدروجين -2 تكوّن وسط قاعدي**



فإذا استخدمنا كاشف الفينولفثالين سيكون اللون زهرياً أو أحمر وردي جهة المهبط لوجود OH^-

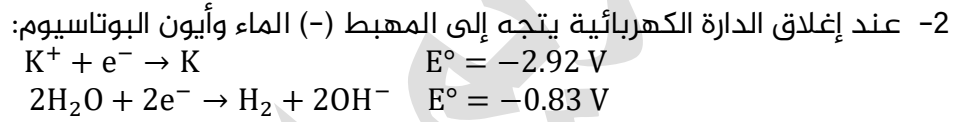
- **أيون فلز انتقالي** باستثناء أيون المنغنيز Mn^{2+} ، فإن باقي الفلزات الانتقالية ستأخذ دور الاختزال ويتكوّن منها راسب عند المهبط، والماء يعتزل دوره، مثال: $\text{Ag}^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{2+}$ ، إلا إذا أعطاني جهود اختزال تلك الفلزات الانتقالية وقتها ممكن أقارن قبل أقرر

- **أما المنغنيز لن يُختزل في المحلول لأن جهده اختزاله أقل من جهد اختزال الماء**

- **الهالوجينات باستثناء الفلور**، كأيونات سالبة ($\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$) تتأكسد على المصعد والماء يعتزل دوره، ورغم أن أيون الكلور أعلى جهد اختزال من الماء يعني جهد تأكسده أقل، إلا أن التجارب العملية أثبتت أن Cl^- يتأكسد في الظروف الطبيعية وينطلق غاز الكلور (وهذه حالة خاصة وغير مطلوبة في منهاجنا)

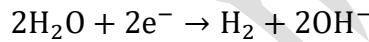
- لكنها موجودة في بنك الوزارة، أما أيون البروميد عندما يتأكسد يتكون منه سائل البروم، وأيون اليوديد يتكوّن منه اليود الصلب الذي يذوب في الماء بنسبة بسيطة
- **أيون الهيدريد H^-** له جهد اختزال أقل من الماء وبالتالي جهد تأكسده أعلى، وفي المحلول يتجه ناحية المصعد ليتأكسد ويتصاعد غاز الهيدروجين $2H^- \rightarrow H_2 + 2e^-$ ، أما الماء فيعترض دوره
- **بعض المجموعات الأيونية** كالكبريتات SO_4^{2-} والنترات NO_3^- لن تتأكسد عند المصعد ولا تتأثر عند تحليل محاليلها كهربائياً، وسيتأكسد الماء وقتها، لأن على ذرتها المركزية أعلى عدد تأكسد لها فلن ينفذ أن تفقد من إلكترونات المستويات الداخلية، يعني في الظروف الطبيعية لن تتأكسد فنقول وقتها: **نواتج تأكسد الماء: 1- تصاعد غاز الأكسجين 2- تكوّن وسط حمضي**
- ونطبق هذه المعادلة $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

مثال: ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم KI؟

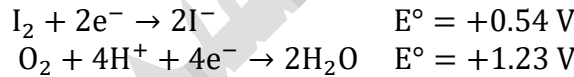


الماء أعلى جهد اختزال وبالتالي هو الذي سيختزل عند المهبط مطلقاً غاز الهيدروجين

نصف تفاعل الاختزال/المهبط:



3- يتجه إلى المصعد (+) الماء وأيون اليوديد:



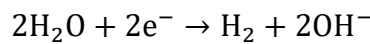
اليود أقل جهد اختزال (أعلى جهد تأكسد) وبالتالي يتأكسد عند المصعد مكوناً جزيئات اليود



ولو قارنا جهد التأكسد المعياري لكل منهما لوجدنا أن جهد تأكسد الماء يساوي

$E^\circ = -1.23 V$ أما جهد تأكسد اليود $E^\circ = -0.54 V$ فجهد تأكسده أعلى من جهد تأكسد الماء

وبالتالي هو أسهل تأكسداً من الماء، فتتأكسد أيونات اليوديد مكونة اليود I_2 عند المصعد

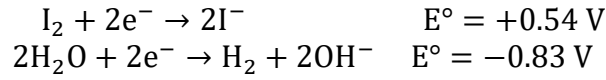
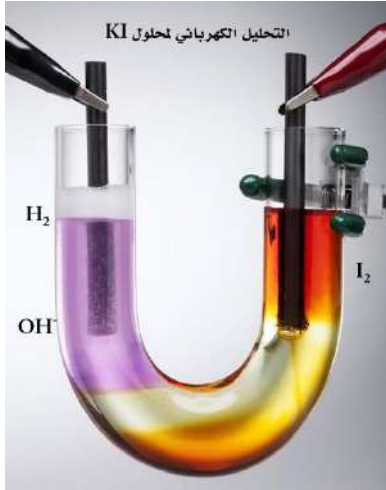


نوع الوسط في المحلول الناتج: قاعدي لتكوّن KOH

النتائج العملية: وافقت النتائج النظرية، تكوّن اليود I_2 في المحلول عند المصعد وتصاعد غاز الهيدروجين

H_2 عند المهبط وتكوّن محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH

نحسب جهد الخلية المعياري نحسبه بالاستعانة بجهود اختزال تلك المواد من جدول جهود الاختزال المعيارية



جهد الخلية المعياري:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{H_2O} - E^\circ_{I_2} = -0.83 - (+0.54) = -1.37 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل يزيد على 1.37 V

نواتج هذا التحليل الكهربائي: اليود عند المصعد، وغاز الهيدروجين عند المهبط مع تكوّن محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
لو نظرنا إلى التعزيز وطبقنا بدون معلومات:

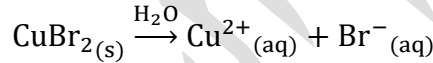
أيون البوتاسيوم لن يُختزل، إذًا يُختزل الماء مطلقاً غاز الهيدروجين H₂ ومكوّنًا وسطاً قاعدياً من أيونات الهيدروكسيد التي تكوّن مع البوتاسيوم

مادة هيدروكسيد البوتاسيوم في المحلول، بينما أيون اليود سيتأكسد إلى مادة اليود I₂

▪ من تجربة الكتاب: لون الوسط عند المهبط زهري (أحمر وردي) لوجود الوسط القاعدي، ولون الوسط عند المصعد بني لوجود اليود

مثال: ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول بروميد النحاس CuBr₂؟

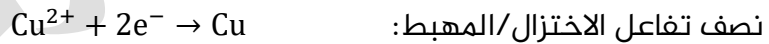
يتفكك CuBr₂ في الماء إلى أيونات النحاس Cu²⁺ وأيونات البروميد Br⁻



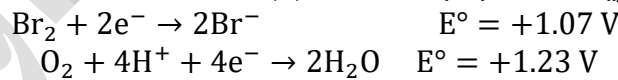
1- عند إغلاق الدارة الكهربائية يتجه إلى المهبط (-) أيون النحاس والماء:



النحاس له جهد اختزال أعلى وبالتالي سيكون أسهل اختزال أيوناته عند المهبط فينتكوّن النحاس



2- تتحرك أيونات Br⁻ وجزيئات الماء باتجاه المصعد (+):



البروم أقل جهد اختزال وبالتالي يتأكسد عند المصعد مكوّنًا جزيئات البروم



ولو قارنا جهد التأكسد المعياري لكل منهما لوجدنا أن جهد تأكسد الماء يساوي

E^o = -1.23 V أما جهد تأكسد البروم E^o = -1.07 V فجهده تأكسده أعلى من جهد تأكسد الماء

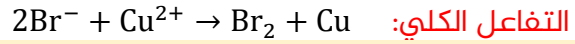
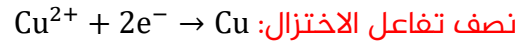
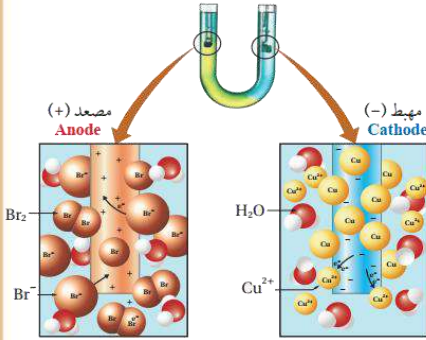
وبالتالي هو أسهل تأكسداً من الماء، فتتأكسد أيونات البروميد مكونة البروم Br₂ عند المصعد

عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تليوإرام"

مدرسة الكيمياء، فيسبهوك

إعداد:
مرح السطراوي

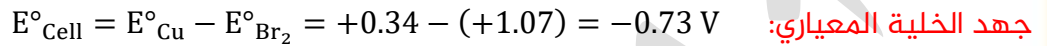


نواتج هذا التحليل الكهربائي: يتكوّن البروم عند المصعد، ويتكوّن النحاس عند المهبط

النتائج العملية: وافقت النتائج النظرية، تكوّن البروم Br_2 عند المصعد وتكوّن النحاس (مادة صلبة) Cu عند المهبط

نوع الوسط في المحلول الناتج: متعادل حيث لم تنتج أيونات هيدروجين أو هيدروكسيد

مولات النحاس الناتجة بالنسبة لمولات البروم الناتج = 1

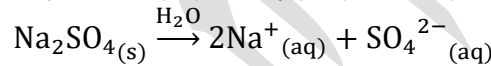


جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل يزيد على 0.73 V

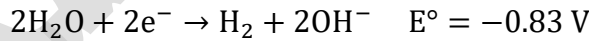
- من تجربة الكتاب: لون الوسط عند المهبط أزرق ويفتح اللون تدريجياً بسبب اختزال أيونات النحاس وترسبها، ولون الوسط عند المصعد بني بسبب البروم

مثال: ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ؟

1- يتفكك Na_2SO_4 في الماء إلى أيونات الصوديوم Na^+ وأيونات الكبريتات SO_4^{2-}



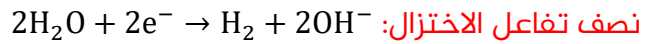
2- عند إغلاق الدارة الكهربائية يتجه إلى المهبط (-) أيون الصوديوم والماء:



نصف تفاعل الاختزال/المهبط: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

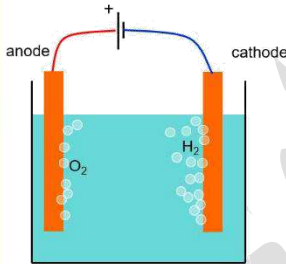
3- تتحرك أيونات SO_4^{2-} وجزيئات الماء باتجاه المصعد (+)، وقد لوحظ

بالتجارب عدم تأكسد أيونات SO_4^{2-} ويتصاعد غاز الأكسجين بسبب تأكسد جزيئات الماء



نوع الوسط في المحلول الناتج: متعادل حيث تعادلت أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد

مولات غاز الهيدروجين بالنسبة لمولات غاز الأكسجين = 2



مهم: التحليل الكهربائي لكبريتات الصوديوم كأنه تحليل كهربائي لجزيئات الماء، حيث تأكسدت جزيئات

الماء واختزلت مكونة غازي الأكسجين والهيدروجين

في التحليل الكهربائي لمحاليل المركبات الأيونية، الأيونات الموجبة وجزيئات الماء يُحتمل أن تُختزل

عند المهبط، والأيونات السالبة وجزيئات الماء يُحتمل أن تتأكسد عند المصعد وكل ذلك حسب الأفضلية

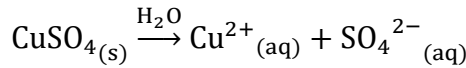
التفاعل في المصعد والمهبط يعتمد بشكل عام على جهود الاختزال المعيارية لكل من الأيونات

وجزيئات الماء

- سلوك أيون معيّن هو نفسه خلال عملية التحليل الكهربائي بغض النظر عن مصدره، فالصوديوم لن يُختزل في محلول كلوريد الصوديوم NaCl وأيضاً لن يُختزل في محلول كبريتات الصوديوم Na₂SO₄
- بعض الأيونات متعددة الذرات مثل: SO₄²⁻ و NO₃⁻ لا تتأثر عند تحليل محاليلها كهربائياً
- قد يظهر في التجارب ما يخالف التوقعات النظرية
- الماء النقي غير موصل للكهرباء نظراً للتركيز المنخفض لأيونات H⁺ و OH⁻ فيه، لذلك يُستخدم كبريتات الصوديوم لتكوين محلول كهربائي، فيسمح وقتها بمرور التيار الكهربائي، وبالتالي إحداث تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين تتنافس فيه الأيونات وجزيئات الماء على التأكسد والاختزال

مثال: عند تحليل محلول CuSO₄ كهربائياً يتحول تدريجياً إلى محلول H₂SO₄

يتفكك المحلول في الماء إلى أيوناته:



- يتحرك باتجاه المهبط (-): أيونات Cu²⁺ وجزيئات الماء، لكن الذي يُختزل هو أيون الفلز الانتقالي و يترسب عند المهبط فيقل تركيز أيوناته في المحلول ويخف لون المحلول الأزرق

نصف تفاعل الاختزال/المهبط: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

- يتحرك باتجاه المصعد (+) أيونات SO₄²⁻ وجزيئات الماء، لكن الذي يتأكسد هو جزيئات الماء مطلقاً غاز الأكسجين ومكوّناً وسط حمضي من أيونات الهيدروجين H⁺:



نصف تفاعل التأكسد/المصعد: $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

التفاعل الكلي:

وبما أن أيونات الكبريتات موجودة في المحلول ولم تتأثر بالتحليل الكهربائي فإنها مع أيونات

الهيدروجين ستكوّن محلول H₂SO₄

نواتج هذا التحليل الكهربائي:

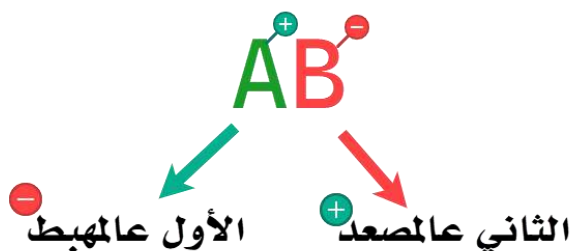
ذرات نحاس Cu تترسب عند المهبط

غاز الأكسجين O₂ يتصاعد عند المصعد

أيونات الهيدروجين H⁺ عند المصعد أو H₂SO₄ في المحلول

نوع الوسط في المحلول الناتج: حمضي لتكوّن H₂SO₄

تذكر الطريقة السريعة لنشر الأيونات على الأقطاب:



- تعمل خلايا التحليل الكهربائي على تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال استخدام تيار كهربائي يُجبر تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي على الحدوث
- تطبيقات عملية مهمة لخلايا التحليل الكهربائي في مجال الصناعة
 - 1- استخلاص الفلزات النشطة من مصاهير خاماتها
 - 2- تنقية الفلزات لاستخدامها في المجالات التي تحتاج إلى فلزات نقية بدرجة كبيرة

يتم استخلاص الألمنيوم من خاماته، لأنه من الفلزات النشطة ولا يتوفر إلا من خلال خاماته، وهو من أكثر الفلزات انتشاراً في القشرة الأرضية

يُستخلص الألمنيوم من خام البوكسيت $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ بطريقة هول-هيرووليت

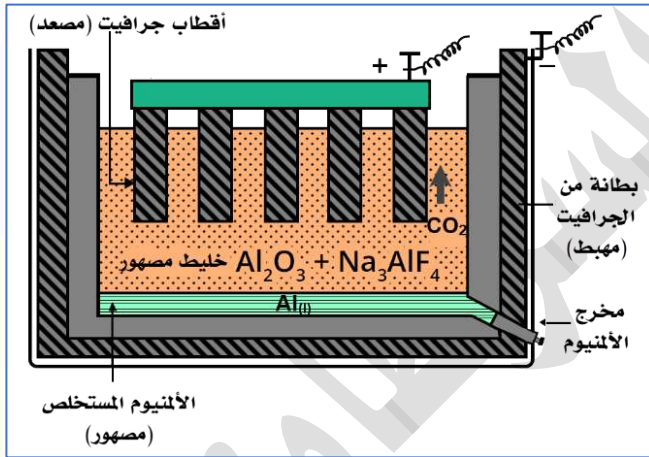
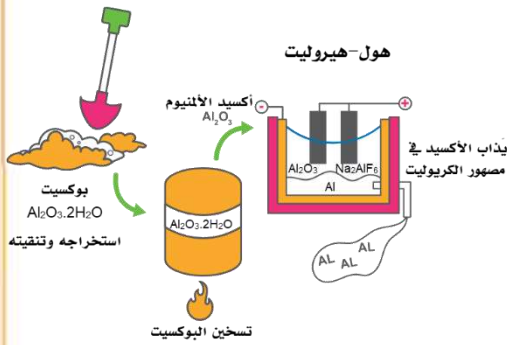
خطوات قبل استخلاص الألمنيوم بطريقة هول-هيرووليت:

1- يُخَلَّص خام البوكسيت من الشوائب

2- ثم يُسَخَّن لتحويله إلى أكسيد الألمنيوم Al_2O_3

3- ثم يُذاب أكسيد الألمنيوم في مصهور الكريوليت

Na_3AlF_6 حتى تنخفض درجة انصهاره نحو $1000^\circ C$



تُسمى خلية التحليل الكهربائي لمصهور Al_2O_3 بخلية هول-هيرووليت

مكونات خلية هول-هيرووليت:

1- المهبط (طبقة داخلية من الجرافيت) مثل

البطانة الداخلية للخلية

2- المصعد (سلسلة من أقطاب الجرافيت)

مغموسة في المصهور

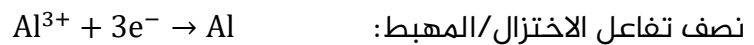
3- خليط مصهور من أكسيد الألمنيوم Al_2O_3

والكريوليت Na_3AlF_6

طريقة التحليل الكهربائي "هول-هيرووليت" لاستخلاص الألمنيوم

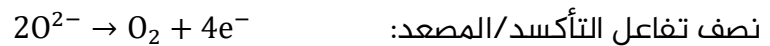
1- عند المهبط: يحدث اختزال لأيونات الألمنيوم في أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 ويتكون الألمنيوم السائل

Al الذي يتجمع أسفل الخلية؛ حيث يُسحب من مخرج خاص



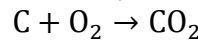
نصف تفاعل الاختزال/المهبط:

2- عند المصعد: تتأكسد أيونات الأكسجين مكونة غاز الأكسجين:

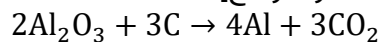


نصف تفاعل التأكسد/المصعد:

3- يتفاعل الأكسجين الناتج مع أقطاب المصعد "الجرافيت" مكوناً غاز ثاني أكسيد الكربون



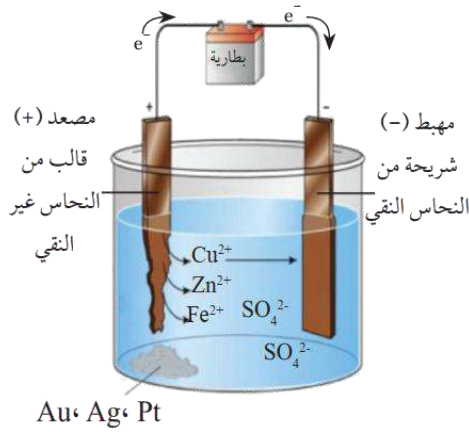
مهم: ملخص التفاعل الموزون [المتفاعلات والنواتج]:



- يتم تغيير أقطاب المصعد بشكل دوري في خلية هول-هيروليت لاستخلاص الألمنيوم لأن أقطاب الجرافيت تتفاعل مع غاز الأكسجين O_2 الناتج من تفاعل التأكسد فينتج غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 وهذا يؤدي لتآكل الأقطاب
- من عيوب عملية استخلاص الألمنيوم أنها تستهلك كميات هائلة من الطاقة، فالحل لتوفير الطاقة:
- 1- تُقام مصانع إنتاج الألمنيوم قريباً من محطات الطاقة الكهربائية لتوفير كلفة نقل الطاقة
- 2- إعادة تدوير عبوات الألمنيوم، فالطاقة اللازمة للتدوير أقل بكثير من الطاقة اللازمة لاستخلاصه من خام البوكسيت، طاقة التدوير تساوي 5%

يُطلق على أكسيد الألمنيوم مصطلح ألومينا

- تحتاج بعض استخدامات الفلزات إلى أن تكون نقية تماماً أي تخلو من الشوائب
- نستخدم نحاس نقي تماماً في التمديدات الكهربائية
- نستخدم التحليل الكهربائي في تنقية الفلزات



الشوائب المحتمل وجودها في النحاس بعد استخلاصه من خاماته:

- 1- الخارصين
- 2- الحديد
- 3- الذهب
- 4- الفضة
- 5- البلاتين

مكونات وتفاعلات خلية التحليل الكهربائي لتنقية النحاس

- 1- المصعد: قوالب مشكّلة من النحاس غير النقي: حيث تتأكسد ذرات النحاس التي على المصعد إلى أيونات في المحلول ثم تنتقل إلى المهبط
- نصف تفاعل التأكسد/المصعد: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$
- 2- المهبط: شريحة رقيقة من النحاس النقي، حيث تختزل عليه أيونات النحاس متحوّلة إلى ذرات تترسب عليه
- نصف تفاعل الاختزال/المهبط: $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$
- 3- المحلول الإلكتروليتي في الخلية: كبريتات النحاس $CuSO_4$

الشوائب في خلية تنقية النحاس:

- جهد الخلية المستخدم (جهد البطارية) مناسب لاختزال وتأكسد النحاس فنقارن من خلال جهد النحاس جهد الشوائب، الحديد ($-0.44 V$) والخارصين ($-0.76 V$)
- الخارصين والحديد: تتأكسد ذراتهما عند المصعد لأن لهما جهد اختزال أقل من النحاس فيميلان إلى التأكسد معه، وتنزل أيوناتهما Zn^{2+} و Fe^{2+} ذائبة في المحلول مع أيونات النحاس، لكن تلك الشوائب لا تُختزل عند المهبط لأن جهد اختزالها أقل بكثير من جهد اختزال النحاس ($+0.34 V$) وجهد البطارية المستخدم لاختزال أيونات النحاس أقل من جهد البطارية اللازم لاختزال أيونات الحديد والخارصين

(تذكر جهد البطارية بالموجب لأنها خلية جلفانية، ونعتبرها قوة دافعة للإلكترونات، تلك القوة

الدافعة تنفع النحاس وأيوناته ولا تنفع باقي الشوائب)

- الذهب والفضة والبلاتين: لا تتأكسد ذراتها عند المصعد لأن جهد الاختزال لها أعلى من جهد الخلية المستخدم، فتتجمع في قاع الخلية مترسبة

▪ درجة نقاوة النحاس الناتج من خلية التحليل الكهربائي 99.9%

مثال: يُراد تنقية قوالب من النيكل باستخدام عملية التحليل الكهربائي

أ- ما القطب الذي يجب أن تمثله القوالب غير النقية؟ المصعد

ب- ما المادة المستخدمة في القطب الآخر؟ قطب نقي من النيكل

ج- اقترح محلولاً يمكن استخدامه في هذه الخلية نترات النيكل أو كبريتات النيكل

مثال: خلية تحليل كهربائي تحتوي على محلول بروميد الليثيوم LiBr

$\text{Li}^+(\text{aq})$	+	e^-	\rightleftharpoons	$\text{Li}(\text{s})$	-3.05
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{OH}^- + \text{H}_2(\text{g})$	-0.83
$\text{Br}_2(\text{l})$	+	$2e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{Br}^-(\text{aq})$	1.07
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+$	+	$4e^-$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.23

أ- معادلة التفاعل الذي يحدث عند المصعد

جهد اختزال البروم أقل عند المصعد فإن أيونات البروم تتأكسد، أو نقول لأن جهد تأكسد البروم

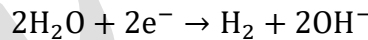
(-1.07 V) أعلى من جهد تأكسد الماء (-1.23 V)



ب- ناتج التحليل الكهربائي عند المهبط

جهد اختزال الماء أكبر من جهد اختزال الليثيوم عند المهبط فالماء يُختزل وينطلق غاز الهيدروجين

ويتكوّن وسط قاعدي



ج- مقدار جهد البطارية اللازم لإحداث عملية التحليل الكهربائي

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - E^\circ_{\text{Br}_2} = -0.83 - 1.07 = -1.90 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم أكبر من 1.90 V

مثال: أدرس الجدول المجاور الذي يتضمن بعض أنصاف تفاعلات الاختزال وجهودها المعيارية:

نصف تفاعل الاختزال	$E^\circ \text{ V}$
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1.18
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0.44
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.83
$\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0.54
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	0.40
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1.23
$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	-2.71

4- هل يمكن تحضير المنغنيز بالتحليل الكهربائي لمحلول MnI_2 ؟

أيون المنغنيز والماء يتجهان إلى المهبط حتى يحدث اختزال

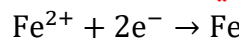
للأعلى جهد اختزال، ولأن الماء أعلى جهد اختزال من

المنغنيز فالماء أسهل اختزالاً وبالتالي لا يمكن تحضير المنغنيز

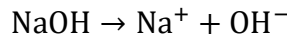
من محاليله

5- أكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل نصف تفاعل الاختزال في

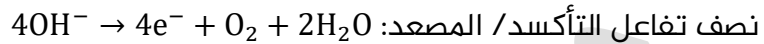
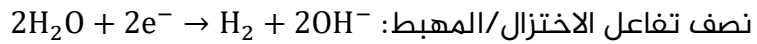
خلية التحليل الكهربائي لمحلول FeCl_2



6- أكتب معادلة كيميائية كلية موزونة تمثل نواتج التحليل الكهربائي لمحلول NaOH



تتجه أيونات الصوديوم والماء إلى المهبط، تختزل جزيئات الماء لأنه أكبر في جهد الاختزال، تتجه أيونات الهيدروكسيد والماء إلى المصعد، تتأكسد أيونات الهيدروكسيد لأنها أكبر في جهد التأكسد (أسهل تأكسداً)

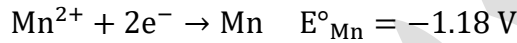


المعادلة الكلية بعد ضرب النصف الأول في 2 ثم جمع الأنصاف: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

وهي نفس معادلة تحلل الماء كهربائياً

7- هل يحدث تفاعل التأكسد والاختزال في خلية التحليل الكهربائي لمصهور MnI_2 ، إذا زودت بجهد

مقداره 1.5 V؟



جهد الخلية المعياري: $E^\circ_{\text{Cell}} = E^\circ_{\text{Mn}} - E^\circ_{\text{I}_2} = -1.18 - 0.54 = -1.72 \text{ V}$

جهد البطارية لا بد أن يكون أكبر من 1.72 V وبالتالي لن يحدث التفاعل لأن جهد البطارية المتصلة يساوي 1.5 V وهو أقل من الجهد اللازم لحدوث التفاعل



عصير الكيمياء الحركية

لاحظ العلماء خلال مشاهداتهم للتجارب أن التفاعلات الكيميائية تتفاوت في زمن حدوثها وتختلف سرعاتها تبعاً لذلك، فبحثوا في أسباب ذلك وكيفية التحكم في التفاعل لزيادة سرعته أو إبطائه

التعريفات

- **سرعة التفاعل**: مقياس لمقدار التغير في كمية مادة متفاعلة أو كمية مادة ناتجة في فترة زمنية محددة
- **السرعة الابتدائية**: سرعة التفاعل عند الزمن صفر؛ بدلالة التراكيز الابتدائية للمادة المتفاعلة، أو سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر"
- **السرعة المتوسطة**: التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك
- **السرعة اللحظية**: سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية
- **رتبة التفاعل**: الأس المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل، ويبين أثر تغير تركيز مادة متفاعلة على سرعة التفاعل
- **الرتبة الكلية للتفاعل**: مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل
- **نظرية التصادم**: يجب اصطدام جسيمات المواد المتفاعلة بعضها ببعض، وامتلاكها طاقة تصادم كافية لتكسير الروابط بينها وتكوين روابط جديدة
- **التصادم الفعال**: التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويكون بالاتجاه الصحيح "المناسب" فيؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج
- **المعقد المنشط**: حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات، تمتلك أعلى طاقة، ويحدث فيها تكسير الروابط وتكوينها، وقد يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة
- **طاقة التنشيط**: الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي تمتلكها الجسيمات المتفاعلة لتكسير الروابط بين الذرات؛ كي تبدأ التفاعل وتكوّن روابط جديدة
- **العامل المساعد (الحفاز) Catalyst**: مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك أثناء التفاعل

عصير المادة المقالية والحسابية

يهتم فرع الكيمياء الحركية ب:

1- دراسة التغير في سرعة التفاعلات الكيميائية

2- دراسة العوامل المؤثرة في سرعة التفاعلات الكيميائية

★ **توصف التفاعلات الكيميائية بأنها سريعة أو بطيئة، تبعاً لخصائص المواد المتفاعلة وظروف التفاعل**
★ أمثلة على تفاعلات سريعة وأخرى بطيئة الحدوث

1- تفاعلات سريعة الحدوث، مثل: تفاعلات الاحتراق، تفاعلات محاليل التعادل للحموض والقواعد

2- تفاعلات بطيئة الحدوث: صدأ الحديد، تكوّن الفحم الحجري والنفط [ملايين السنين]

★ التعبيران الوصفيان (سريع بطيء) غير دقيقان، ولا بد من التعبير عن سرعة التفاعل بوصف دقيق، مثل: سرعة لحظية أي في ذات اللحظة، أو سرعة متوسطة أي معدل السرعة

★ تعبيرنا عن سرعة التفاعل الكيميائي يختلف عن السرعة في الفيزياء، وطريقة قياسها أيضاً تختلف
★ **سرعة التفاعل الكيميائي** ممكن قياسها عن طريق التغير في كمية مادة متفاعلة أو كمية مادة ناتجة في فترة زمنية محددة

سرعة التفاعل الكيميائي = $\frac{\text{التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة}}{\Delta \text{ الزمن}}$

$$R = \frac{\Delta(\text{reactant or product})}{\Delta t}$$

الرمز Δ تشير إلى التغير (الحالة الثانية - الأولى)، و t تشير إلى الزمن، و R تشير إلى السرعة Rate

★ كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة نعبر عنها بدلالة:

1- الكتلة (مواد صلبة كالفلزات)

2- الحجم (غاز)

3- التركيز المولاري (للمحاليل والغازات) وهذا الغالب في

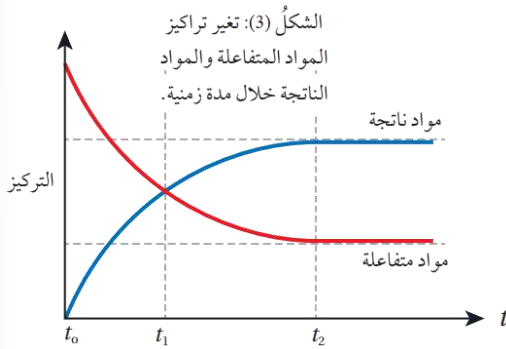
حسابات الكتاب

★ المادة المتفاعلة A : أعلى كمية لها بداية التفاعل، تُستهلك

وتقل أثناء التفاعل (منحنى متناقص) فنسمي سرعتها

سرعة استهلاك، ولأن السرعة لا تكون سالبة فلا بد من إضافة

إشارة السالب إلى العلاقة



$$R_A = - \frac{\Delta [\text{مادة متفاعلة}]}{\Delta t} = - \frac{\Delta [A]}{\Delta t}$$

★ المادة الناتجة B : كميته صفر بداية التفاعل، تبدأ بالظهور والتكوّن (منحنى متزايد) فنسمي سرعتها

سرعة تكوين أو سرعة إنتاج

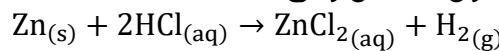
$$R_B = \frac{\Delta [\text{مادة ناتجة}]}{\Delta t} = \frac{\Delta [B]}{\Delta t}$$

★ **وحدة السرعة R** هي: التغير في الكمية من كتلة (g, Kg) أو حجم (L, cm^3) أو تركيز مولاري ($M, mol/L$)

بالنسبة إلى زمن (s) أو (min) وغير ذلك والذي يغلب علينا استخدامه في كتابنا هو M/s أو $M \cdot s^{-1}$ أو

$mol/L \cdot s$ كما في المنهاج القديم

★ **مثال:** يتفاعل فلز الخارصين مع محلول الحمض وفق المعادلة:



فنحسب سرعة التفاعل من خلال سرعة تكوين محلول $ZnCl_2$ أو سرعة تكوين غاز H_2 أو سرعة استهلاك

محلول HCl أو سرعة استهلاك Zn

★ لكن سرعة التفاعل بدلالة مول واحد، والمواد المتفاعلة أو الناتجة لها مولات في المعادلة الكيميائية،

فلا بد من علاقة رياضية لحساب سرعة التفاعل، أو سرعة أي مادة إذا عرفنا الأخرى

مثال: فمن خلال هذا التفاعل: $A \rightarrow 3C$

إنتاج 3 mol من المادة C يتطلب استهلاك 1 mol من المادة A فنعبر عن سرعة التفاعل باستخدام النسب المولية حيث $\frac{A}{C} = \frac{1}{3}$ فنقول:

سرعة تكوين المادة C ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك المادة A:

$$\text{سرعة تكوين } C = 3 \times \text{سرعة استهلاك } A$$

$$\text{أو نكتبها: } \frac{1}{3} \text{ سرعة تكوين } C = \text{سرعة استهلاك } A \text{ أو } -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

سرعة التفاعل بدلالة سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة اعتماداً على

المعادلة الموزونة كما يأتي: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$R = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

هناك علاقة مساواة بين المواد فلا بد من استخدام نفس الفترة الزمنية Δt

باختصار: لمعرفة سرعة مادة بدلالة سرعة أخرى فإننا نبدأ بمولات المادة إلى مولات المادة الأخرى وإيجاد سرعة أي مادة فإننا نلجأ إلى الطريقة السريعة وهي:

- 1- حساب سرعة التفاعل والتي هي بدلالة مول واحد وذلك بقسمة سرعة المادة على مولاتها
- 2- نأخذ سرعة التفاعل ونضربه بمولات المادة المراد إيجاد سرعتها
- 3- ونتذكر أن السرعة لن تكون سالبة، وقولنا استهلاك يعني وكأننا وضعنا إشارة سالبة

مثال: أعبر عن سرعة التفاعل للمواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة تغير تركيز كل منها في مدة زمنية وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}$$

$$R = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t}$$

مثال: يتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع غاز الفلور F_2 لتكوين غاز فلوريد النتريل NO_2F ، وفق

المعادلة الموزونة الآتية: $2\text{NO}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2\text{F}$

أعبر عن العلاقة بين سرعة تكوين NO_2F وسرعة استهلاك F_2

سرعة تكوين NO_2F = ضعف سرعة استهلاك F_2

$$-\frac{\Delta[\text{F}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2\text{F}]}{\Delta t}$$

مثال: يتحلل غاز هيدريد الفسفور PH_3 وفق المعادلة الموزونة الآتية: $4\text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_4 + 6\text{H}_2$

أحسب سرعة تكوين غاز الفسفور P_4 علماً أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين H_2 تساوي 0.06 M/s

$$R = \frac{0.06}{6} = 0.01 \text{ M/s} \Rightarrow \frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = 1 \times 0.01 = 0.01 \text{ M/s}$$

استخدمنا الطريقة السريعة: نحسب سرعة التفاعل بقسمة مولات المادة المعروفة، ثم نضرب مولات المادة المجهولة لحساب سرعتها

★ بإمكاننا حساب سرعة التفاعل عن طريق رسم بياني يُسمى **منحنى السرعة**، ومن خلال ذلك نحسب ثلاثة أنواع من السرعة وهي:

1- سرعة التفاعل المتوسطة S

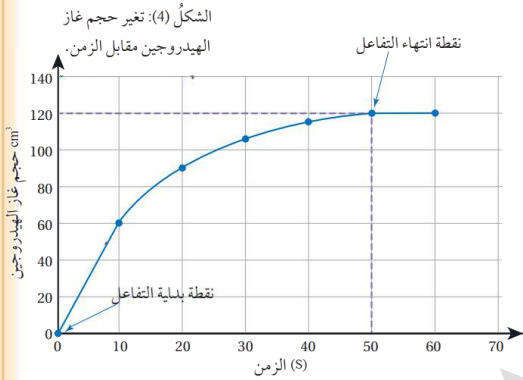
2- سرعة التفاعل الابتدائية G

3- سرعة التفاعل اللحظية G

★ رمز السرعة الابتدائية واللحظية G نفسه لأن مبدأ حسابهما نفسه مع اختلاف اللحظة الزمنية

★ لحساب السرعة المتوسطة فلا بد من حساب التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك

🧪 **مثال حسابي:** يتفاعل المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين:



احسب السرعة المتوسطة

حجم الغاز عند زمن 0 s = 0 cm³

حجم الغاز عند زمن 50 s = 120 cm³

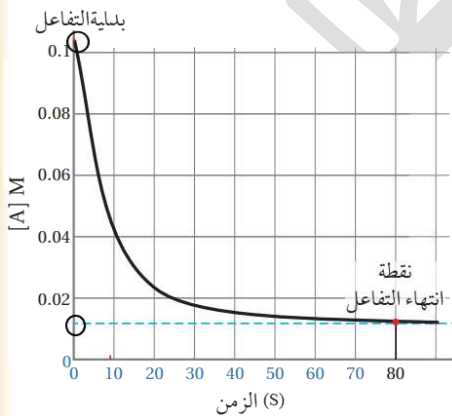
ولا نأخذ الزمن 60 لأن الحجم ثبت من بداية زمن 50 فمعنى ذلك انتهاء التفاعل بثبوت الحجم الناتج

السرعة المتوسطة للتفاعل بدلالة التغير في حجم الغاز الناتج:

$$S = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{120 - 0}{50 - 0} = 2.4 \text{ cm}^3/\text{s}$$

ΔV التغير في حجم الغاز، Δt التغير في الزمن

وبإمكاننا حساب السرعة خلال فترة زمنية محددة (ليست كلية)



🧪 **مثال حسابي:** يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير

تركيز مادة متفاعلة A مقابل الزمن أحسب السرعة المتوسطة S للتفاعل

تركيز A عند زمن 0 s = 0.1 M

تركيز A عند زمن 80 s = 0.012 M [انتهاء التفاعل]

$$S = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{0.012 - 0.1}{80 - 0} = 0.001 \text{ M/s}$$

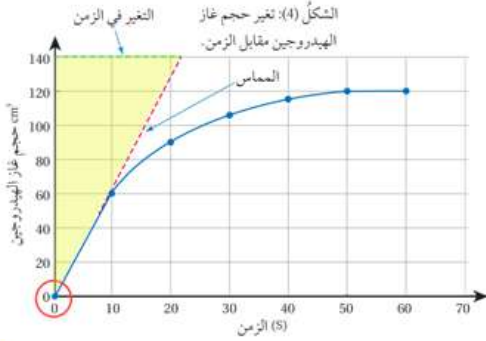
🧪 السرعة الابتدائية فنحسبها لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر، سواء حسبناها من رسم بياني

لمادة متفاعلة أو ناتجة

- تراكيز المواد المتفاعلة أكبر ما يمكن، والناتجة أقل ما يمكن

- السرعة الابتدائية = ميل المماس عند النقطة التي تمثل كمية مادة متفاعلة أو ناتجة عند الزمن صفر

- في الرسم الوزاري لا بد أن يوفر لك المماس المرسوم عن اللحظة الزمنية المطلوبة



مثال حسابي: يتفاعل المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك

وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين:

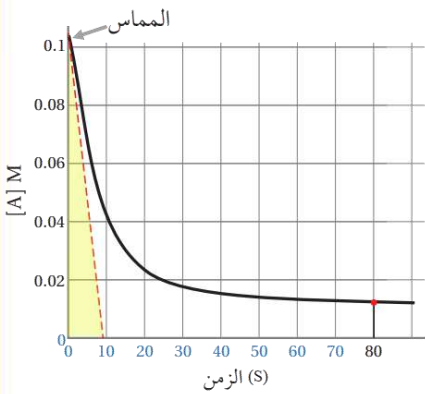


السرعة الابتدائية G للتفاعل بدلالة التغير في حجم الغاز الناتج

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = [\text{المماس عند زمن صفر}]$$

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 0}{22 - 0} = 6.364 \text{ cm}^3/\text{s}$$

ΔY التغير في حجم الغاز الناتج، ΔX التغير في الزمن



مثال حسابي: يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز

مادة متفاعلة A مقابل الزمن، أحسب السرعة الابتدائية G للتفاعل

نحسب السرعة الابتدائية G من ميل المماس للنقطة التي تمثل التركيز

عند الزمن صفر وبما أنها مادة متفاعلة يتناقص تركيزها (المنحنى

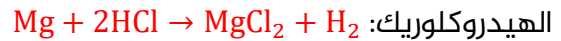
متناقص) فإن ميل المماس سيكون بالسالب لذا نضربه بسالب لأن سرعة

التفاعل لا تكون سالبة:

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = -\frac{0 - 0.1}{10 - 0} = \frac{0.1 - 0}{10 - 0} = 0.01 \text{ M/s}$$

نحسب سرعة التفاعل اللحظية عند أي لحظة زمنية باستخدام ميل المماس عند تلك النقطة

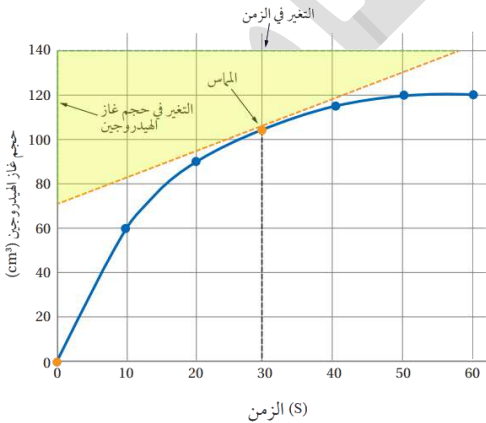
مثال حسابي: وهو نفس منحنى تغير حجم غاز الهيدروجين الناتج من تفاعل المغنيسيوم مع حمض



الهيدروكلوريك: عند الزمن 30 s نرسم مماساً عند النقطة المقابلة للزمن

فيكون الميل:

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 70}{58 - 0} = 1.207 \text{ cm}^3/\text{s}$$



سبق وحسبنا السرعة الابتدائية لنفس هذا التفاعل وكانت

$6.364 \text{ cm}^3/\text{s}$ وقد علمت سابقاً أن السرعة أعلى ما يمكن في

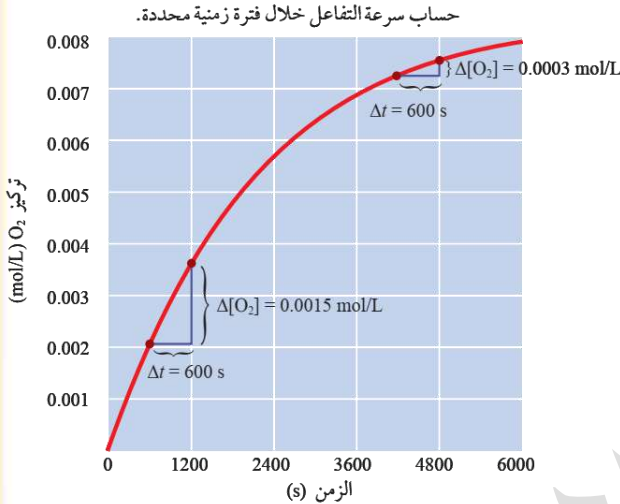
بداية التفاعل، فسرعة التفاعل تتناقص بمرور الزمن

فنقول سرعة التفاعل عند الزمن 30 s أقل من سرعته الابتدائية لأنه بمرور الزمن تقل تراكيز المواد

المتفاعلة فتقل سرعة التفاعل

- ممكن حساب سرعة التفاعل بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في فترات زمنية
- مثال حسابي: يتحلل غاز خامس أكسيد ثنائي النيتروجين لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين وغاز الأكسجين: $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ وقد تم تسجيل تراكيز غاز الأكسجين بمرور الزمن

Time (s)	0	600	1200	2400	3000	3600	4200	4800	5400	6000
$[\text{O}_2] \times 10^{-3} \text{ M}$	0	2.1	3.6	5.7	6.4	6.8	7.2	7.5	7.7	7.8



سرعة التفاعل خلال المدة الزمنية 600 – 1200 s:

$$R = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{0.0036 - 0.0021}{1200 - 600} = \frac{0.0015 \text{ M}}{600 \text{ s}} = 2.5 \times 10^{-6} \text{ M/s}$$

سرعة التفاعل خلال المدة الزمنية 4200 – 4800 s:

$$R = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{0.0003 \text{ M}}{600 \text{ s}} = 5 \times 10^{-7} \text{ M/s}$$

استعنا بتراكيز الأكسجين لحساب سرعة التفاعل خلال فترة زمنية ولأن مولاتها في المعادلة = 1 فسرعة تكوين الأكسجين هي نفسها سرعة التفاعل

- مثال حسابي: يبين الجدول الآتي تركيز المادة E مقابل الزمن:

الزمن s	[E] M
5	0.006
9	0.002

1- هل المادة E متفاعلة أم ناتجة؟ أفسر ذلك

تركيز E يقل بمرور الزمن وهذا يشير أنها مادة متفاعلة

2- سرعة التفاعل

نحسبها خلال المعطيات من التركيز والزمن نضيف إشارة السالب لأنها سرعة استهلاك المادة المتفاعلة

$$R = -\frac{\Delta[E]}{\Delta t} = -\frac{(0.002 - 0.006)}{9 - 5} = 0.001 \text{ M/s}$$

حسبنا سرعة التفاعل بدلالة معطيات مادة متفاعلة ولم نستخدم المولات لأنه لم يعطنا المعادلة وكأن السؤال يفترض أن معامل تلك المادة = 1 طالما لم يعطك أن معلومة عن معادلة كيميائية

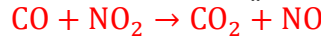
- مثال حسابي: أحسب سرعة تكوين المادة A في المدة الزمنية 3 s → 6 s

رقم التجربة	[A] M	الزمن s
1	0.6	3
2	0.9	6

$$R = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{0.9 - 0.6}{6 - 3} = 0.1 \text{ M/s}$$

تذكر: إذا طلب سرعة تكوين أو استهلاك مادة فإننا لا نستخدم المولات في الحسابات، وإذا طلب سرعة التفاعل أو سرعة مادة بدلالة سرعة مادة أخرى ولدينا معادلة كيميائية فسننظر إلى المولات

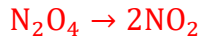
مثال حسابي: أحسب سرعة استهلاك CO في المعادلة:



علماً أن تركيز CO في بداية التفاعل $1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ ثم أصبح تركيزه $1.2 \times 10^{-3} \text{ M}$ بعد زمن 20 s

$$R = -\frac{\Delta[\text{CO}]}{\Delta t} = -\frac{(1.2 \times 10^{-3} - 1.8 \times 10^{-3})}{20 - 0} = 3 \times 10^{-5} \text{ M/s}$$

مثال حسابي: يتفكك غاز N_2O_4 بالحرارة مكوناً غاز NO_2 وفق المعادلة الموزونة الآتية:



سجلت بيانات تغير تراكيز المادة المتفاعلة والمادة الناتجة خلال مدة زمنية كما يأتي:

الزمن s	0	10	20
$[\text{N}_2\text{O}_4] \text{ M}$	0.1	0.02	0.01
$[\text{NO}_2] \text{ M}$	0.00	0.16	0.18

- سرعة استهلاك N_2O_4 في المدة الزمنية 10 - 20 s

$$R = -\frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_4]}{\Delta t} = -\frac{(0.01 - 0.02)}{20 - 10} = 0.001 \text{ M/s}$$

وهي نفس سرعة التفاعل في المدة الزمنية 10 - 20 s لأن N_2O_4 مولاتها في المعادلة = 1

- أحسب سرعة تكون NO_2 في المدة الزمنية 10 - 20 s

$$R = \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{(0.18 - 0.16)}{20 - 10} = 0.002 \text{ M/s}$$

مثال حسابي: يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 وفق ظروف معينة لإنتاج الأمونيا وفق



أحسب سرعة تكون غاز الأمونيا NH_3 علماً أن تركيز الأمونيا في بداية التفاعل 0.2 M ثم أصبح

تركيزها 0.6 M بعد زمن 15 s

$$\frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = \frac{0.6 - 0.2}{15 - 0} = 0.027 \approx 0.03 \text{ M/s}$$



لا تقل أبداً

أني سوف أفشل

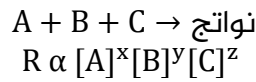
فإنّ عقلك الباطن لا يأخذ الأمر
بشكل هزلي بل إنه يشرع فوراً بتحقيقه

لا يمكن تحديد تأثير تلك المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل من معادلة التفاعل الموزونة، إنما من التجارب العملية

من التجربة الاستهلاكية: التركيز الأعلى لمحلول الحمض كانت فيه سرعة التفاعل أكبر، وتساعد غاز الهيدروجين بشكل أكبر

وأيضاً من تفاعل بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ وفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ص 23 في الكتاب، فلو زدنا تركيز

أي منها فإن التفاعل تتأثر سرعته لكن بأي مقدار، ومن الذي يؤثر أكثر من المتفاعلات وكيف لنا أن نعرف ذلك؟ لا بد من إيجاد علاقة بين تركيز المادة المتفاعلة وسرعة التفاعل، فكان قانون سرعة التفاعل من التجارب العملية تم إثبات ذلك، سرعة التفاعل الكلية تتناسب طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوى معينة (عند درجة حرارة ثابتة)، مثال:



نحول العلاقة السابقة إلى علاقة مساواة وذلك بإدخال ثابت التناسب الذي يُسمى ثابت سرعة التفاعل ورمزه k

$$R = k [A]^x [B]^y [C]^z$$

هذا القانون هو قانون سرعة التفاعل العام، R سرعة التفاعل، والرموز: x, y, z هي رتبة تفاعل لكل مادة، ورتبة التفاعل الكلية هي مجموع تلك الرتب: $n = x + y + z$

🧪 **مرتبة التفاعل:** الأس المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل،

ويبين أثر تغير تركيز مادة متفاعلة على سرعة التفاعل

🧪 **أما رتبة التفاعل الكلية** فهي مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل

🧪 يصف القانون: العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة وثابت سرعة التفاعل عند درجة حرارة ثابتة

🌟 **خصائص ثابت سرعة التفاعل k**

1- لكل تفاعل ثابت سرعة k محدد تختلف قيمته عن الآخر، يعتمد على طبيعة المواد المتفاعلة

2- يعتمد على درجة الحرارة، **تعزيز خارجي:** حيث يزداد مع ارتفاع درجة الحرارة

3- **معلومة خارجية:** قيمته كبيرة للتفاعلات السريعة، وصغيرة للتفاعلات البطيئة

4- وحدة ثابت سرعة التفاعل k تعتمد على قيمة رتبة التفاعل الكلية: (مهم)

○ إما نشقها من قانون سرعة التفاعل عند تعويض التركيز مع رتبة (الطريقة الطويلة)

○ وإما نحسبها (بالطريقة السريعة) باستخدام الرتبة الكلية n : $M^{1-n} \cdot s^{-1}$

طريقة أخرى لكتابتها	وحدة $M^{1-n} \cdot s^{-1} = k$	الرتبة الكلية للتفاعل
M/s	$M^{1-0} \cdot s^{-1} = M \cdot s^{-1}$	0
1/s	$M^{1-1} \cdot s^{-1} = s^{-1}$	1
1/M.s	$M^{1-2} \cdot s^{-1} = M^{-1} \cdot s^{-1}$	2
1/M ² .s	$M^{1-3} \cdot s^{-1} = M^{-2} \cdot s^{-1}$	3
1/M ³ .s	$M^{1-4} \cdot s^{-1} = M^{-3} \cdot s^{-1}$	4

🧪 خصائص رتب التفاعل (القوى الأسية في القانون)؟

- 1- تُبين الرتبة أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل
- 2- تكون إما عدداً صحيحاً أو كسرياً، وسندرس فقط الأعداد الصحيحة: 0، 1، 2، 3، ...
- 3- يتم تحديد الرتبة من التجارب العملية لا من معادلة التفاعل الموزونة
- 4- يتم تحديد الرتبة باستخدام طريقتين هما:
 - طريقة الرسم البياني
 - طريقة السرعة الابتدائية
- 5- تأثير الرتب x, y, z على تركيز المادة المتفاعلة وسرعة التفاعل:
 - إذا كانت x تساوي صفر فنقول التفاعل من الرتبة الصفرية للمادة A ومعنى ذلك أن المادة A لن يؤثر تغير تركيزها على سرعة التفاعل ولا نكتبها في القانون
 - إذا كانت y تساوي 1 فنقول التفاعل من الرتبة الأولى للمادة B (أحادي الرتبة) ومعنى ذلك أن المادة B إذا ضاعفنا تركيزها فإن سرعة التفاعل تتضاعف بنفس المقدار
 - إذا كانت z تساوي 2 فنقول التفاعل من الرتبة الثانية للمادة C (ثنائي الرتبة) ومعنى ذلك أن المادة C إذا ضاعفنا تركيزها مرتين فإن سرعة التفاعل تتضاعف 4 مرات

فنقول عن هذا التفاعل أنه من الرتبة الصفرية بالنسبة لـ A ومن الرتبة الأولى بالنسبة لـ B ومن الرتبة الثانية بالنسبة لـ C والرتبة الكلية للتفاعل = 3

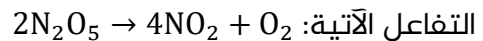
🧪 مثال حسابي: يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين مع غاز الهيدروجين وفق معادلة التفاعل الآتية:



السرعة لهذا التفاعل هو: $R = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]^1$

- 1- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة NO ؟ رتبة المادة $\text{NO} = 2$
- 2- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة H_2 ؟ رتبة المادة $\text{H}_2 = 1$
- 3- ما الرتبة الكلية للتفاعل؟ الرتبة الكلية مجموع رتب المواد = 3

🧪 مثال حسابي: يتحلل خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_5 عند درجة حرارة معينة وفق معادلة



التفاعل الآتية: $R = k[\text{N}_2\text{O}_5]^1$ وإذا كان قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k[\text{N}_2\text{O}_5]^1$ وقيمة ثابت سرعة التفاعل k تساوي

$$5.9 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} \text{ وتركيز } \text{N}_2\text{O}_5 \text{ يساوي } 8.4 \times 10^{-3} \text{ M} \text{ فاحسب سرعة التفاعل}$$

نعوض قيمة ثابت سرعة التفاعل والتركيز في قانون سرعة التفاعل فنحصل على قيمة R

$$R = k[\text{N}_2\text{O}_5]^1 = 5.9 \times 10^{-4} \times [8.4 \times 10^{-3}]^1 = 49.56 \times 10^{-7} = 5 \times 10^{-6} \text{ M/s}$$

🧪 مثال حسابي: في التفاعل الآتي: $A + B \rightleftharpoons AB$ عند تضاعف تركيز A مرتين تضاعفت السرعة

بالمقدار نفسه، وعند مضاعفة تركيز A و B معاً تضاعفت السرعة أربع مرات، أجب عما يأتي:

(1) أجد رتبة المادة المتفاعلة B رتبة المادة B تساوي 1 وكذلك رتبة A

(2) أستنتج قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^1[B]^1$

(3) أستنتج وحدة ثابت سرعة التفاعل k $\text{M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ or $1/\text{M} \cdot \text{s}$

مثال حسابي: أجريت أربعة تجارب لتفاعل افتراضي: $A + B \rightarrow 2D$ عند تراكيز ابتدائية مختلفة ودرجة

حرارة ثابتة، فوجد أن سرعة التفاعل تساوي قيمة ثابت السرعة

(1) أستنتج رتبة كل من المادة A ورتبة المادة B

رتبة المادة A والمادة B تساوي صفر لأن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي صفر حيث قانون السرعة نعبر

عنه بهذا الشكل $R = k$

(2) أستنتج وحدة ثابت السرعة k تساوي وحدة السرعة M/s

مثال خارجي: إذا كان قانون السرعة للتفاعل: $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$

فإن العبارة الصحيحة من العبارات التالية هي: $R = k[N_2O_5]^1$

(a)	رتبة التفاعل بالنسبة لـ N_2O_5 تساوي 2
(b)	إذا تم قياس سرعة هذا التفاعل بوحدة (mol/L.min) فإن وحدة ثابت السرعة هي (min^{-1})
(c)	سرعة تكوّن O_2 أكبر من سرعة اختفاء N_2O_5
(d)	سرعة اختفاء N_2O_5 ضعف سرعة تكوّن NO_2

الحل: (b) لأن الرتبة الكلية للتفاعل = 1 فوحدة k تعتمد على الزمن فقط

مثال خارجي: إذا كانت رتبة التفاعل لإحدى المواد المتفاعلة هي 2

وازداد تركيز هذه المادة إلى الضعف مع بقاء العوامل الأخرى ثابتة، فإن سرعة التفاعل تتضاعف بمقدار:

(a)	1
(b)	2
(c)	3
(d)	4

الحل: (d)

نكتب قانون سرعة التفاعل على أساس المادة ولنقل أنها A التي سنغير تركيزها إلى الضعف يعني مرتين

فنكتب في الأقواس 2 لأن التركيز تضاعف ونحسبه مرفوعاً إلى الرتبة في السؤال وبالتالي سنعرف التغير

على سرعة التفاعل R، ولن نضيف باقي المواد المتفاعلة لأننا لم نغير عليها شيئاً وبالتالي لن تؤثر على

سرعة التفاعل، أيضاً ثابت سرعة التفاعل لن نضيفه لأنه ثابت

$$R = [A]^2 = (2)^2 = 4$$

تضاعف السرعة أربعة مرات لأن تركيز هذه المادة تضاعف مرتين (الضعف)

مثال خارجي: ماذا يحدث لسرعة التفاعل $A + B + C \rightarrow \text{Products}$ إذا تضاعفت [C] ثلاث مرات مع

ثبوت العوامل الأخرى علماً أن $R = k[A]^1[B]^2$

نعوض فقط مكان [C] برقم 3 ونرفعه للقوة الأسية، لكنها غير موجودة في القانون وهذا معناه أن رتبته

صفرية وبالتالي سرعة التفاعل لن تتغير، ونقول تبقى ثابتة

مثال خارجي: في التفاعل الافتراضي $E + 2B \rightarrow \text{Products}$ إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو: $R = k[E]^x[B]^1$

وعند مضاعفة تركيز E ثلاث مرات وتركيز B أربع مرات تضاعفت سرعة التفاعل 36 مرة ما

رتبة E ؟

$$36 = (3)^x(4)^1 \Rightarrow \frac{36}{4} = (3)^x \Rightarrow 9 = (3)^x \Rightarrow (3)^2 = (3)^x$$

$$\therefore x = 2$$

مثال خارجي: في التفاعل الآتي $A + 2B \rightarrow 3C + D$ إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة k التفاعل عند

درجة حرارة معينة يساوي $2 \times 10^{-3} / \text{M.s}$ وأن قانون سرعة التفاعل هو: $R = k[A]^x$

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من A و B ؟

ننظر إلى وحدة k بما أن M^{-1} فهذا معناه أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2 وبما أن قانون سرعة

التفاعل لا يعتمد إلا على تركيز A إذا الرتبة x تساوي 2

فنقول رتبة التفاعل للمادة A = 2 ورتبة التفاعل للمادة B = 0

2- احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[A] = 0.1 \text{ M}$ و $[B] = 0.5 \text{ M}$

نعوض الرتبة $x = 2$ ونعوض ثابت سرعة التفاعل $k = 2 \times 10^{-3}$ ونعوض تركيز $[A] = 0.1 \text{ M}$ أما

المادة B فهي لا تؤثر على سرعة التفاعل

$$R = k[A]^2 = (2 \times 10^{-3})(0.1)^2 = 2 \times 10^{-5} \text{ M/s}$$

3- احسب سرعة إنتاج C عندما تكون سرعة استهلاك B تساوي 0.6 M/s

سؤال تابع للدرس الأول: وللسرعة نحسب النسبة المولية بينهما

$$\frac{C}{B} = \frac{3}{2} \Rightarrow \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{3}{2} \times 0.6 = 0.9 \text{ M/s}$$

4- كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عند مضاعفة [A] مرتين و [B] ثلاث مرات

$$R = (2)^2 = 4$$

تضاعف سرعة التفاعل أربع مرات، والمادة B ليس لها تأثير على سرعة التفاعل

مثال خارجي: إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو: $R = k[A]^2[B]^1$

1- ما التغيير الحاصل على سرعة التفاعل عند تقليل تركيز A إلى النصف وزيادة تركيز B أربع مرات؟

$$R = \left(\frac{1}{2}\right)^2 (4)^1 = 1$$

2- ما التغيير الحاصل على سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز كل من A و B ؟ $R = (2)^2(2)^1 = 8$

تضاعف سرعة التفاعل 8 مرات

مثال خارجي: إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو: $R = k[\text{HCrO}_4^-][\text{HSO}_3^-]^2[\text{H}^+]$

1- ما هي رتبة التفاعل بالنسبة لكل مادة متفاعلة؟

رتبة التفاعل للمادة: $\text{HCrO}_4^- = 1$

رتبة التفاعل للمادة: $\text{HSO}_3^- = 2$

رتبة التفاعل للمادة: $\text{H}^+ = 1$

2- ما هي رتبة التفاعل الكلية؟ $n = 1 + 2 + 1 = 4$

تذكر علاقات سريعة:

علاقات بخصوص التركيز والحجم وضغط الغازات حسب قوانين الغازات، والتركيز $M = \frac{n}{V}$

- العلاقة طردية بين المولات والتركيز
 - عكسية بين الحجم والتركيز
 - عكسية بين الحجم والضغط
 - طردية بين التركيز والضغط
- فإذا وردت عليك في السؤال الوزاري استطعت تحليلها بالتعويض مكان التركيز داخل قانون سرعة التفاعل:
- زيادة التركيز أو مضاعفته مرتين فنعوض (2)، المضاعفة ثلاث مرات فنعوض (3) ...، تقليله مرتين معناه إلى النصف فنعوض $(\frac{1}{2})$ ، تقليله ثلاث مرات يعني إلى الثلث يعني $(\frac{1}{3})$... الخ
 - زيادة المولات معناه زيادة التركيز فنعوضها كما هي، وإذا قلت نقسم عليها
- مثال: تضاعفت المولات مرتين فنعوض (2)، انخفضت المولات مرتين يعني إلى النصف فنعوض $(\frac{1}{2})$ ، تضاعف التركيز ثلاث مرات نعوض (3)، قل التركيز إلى الثلث فنعوض $(\frac{1}{3})$
- زيادة الحجم في وعاء التفاعل يكون للجميع خاصة أننا نتعامل مع غازات في أغلب التفاعلات وبالتالي تتأثر كل المتفاعلات، إلا إذا حدد وعاء مادة لوحدها،
 - زاد الحجم قل التركيز، فنقسم، أما إذا انخفض الحجم يعني زاد التركيز فنعوضها كما هي،
 - مثال: زاد حجم الوعاء مرتين، نعوض $(\frac{1}{2})$ انخفض حجم الوعاء إلى النصف فنعوض (2)
 - زيادة الضغط معناه يقل الحجم فيزداد التركيز، فالعلاقة بين الضغط والحجم عكسية وبين الضغط والتركيز طردية، فإذا زاد الضغط مرتين معناه زاد التركيز مرتين
 - نعوض أحدها ونثبت الآخر إن لم يعطنا عنها أي معلومة، وتذكر أن كلمة مضاعفة الشيء بدون تحديد عدد هي نفسها زيادتها مرتين أو مضاعفتها مرتين
 - إذا تضاعفت المادة أو قلت ولم تتغير السرعة فهذا معناه أن رتبة المادة صفر ولا تؤثر في السرعة

معرفة رتب المواد المتفاعلة تساعد في توقع كيفية حدوث التفاعل الكيميائي

$$R = k [A]^x [B]^y [C]^z$$

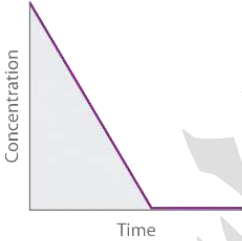
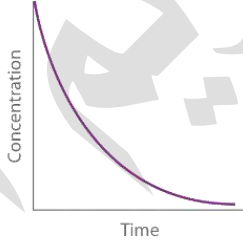

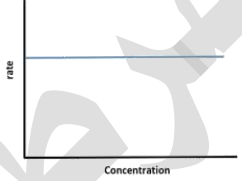
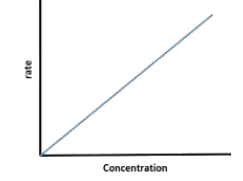

يمكن تحديد رتبة التفاعل لمادة متفاعلة بأكثر من طريقة وسندرس طريقتين:

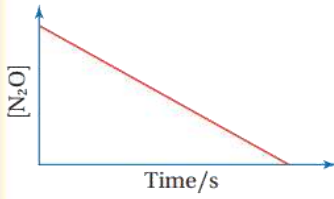
1- الرسم البياني (مطلوب منا الرتبة الصفرية والأولى) 2- السرعة الابتدائية

كيفية التوصل إلى رتبة مادة متفاعلة من الرسم البياني

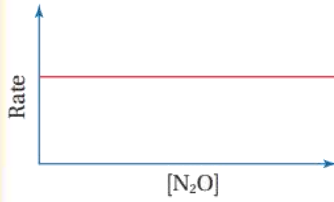
- (1) الرسم البياني لعلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة مقابل زمن التفاعل
- (2) ميل المماس عند أي نقطة زمنية يساوي سرعة التفاعل عند تلك النقطة
- (3) الرسم البياني لعلاقة بين سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة
- (4) من الرسم نحدد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة، فإن كان خطي ثابت فالرتبة صفر وإن كان خطي متزايد فهي رتبة أولى

الجدول الملخص لتلك الرتب مع مقارنة بينها، الرتبة الثانية رسمتها غير مطلوبة

	الرتبة الصفرية	الرتبة الأولى	الرتبة الثانية																								
التركيز مقابل الزمن																											
السرعة مقابل التركيز																											
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>[A], M</th> <th>Rate, M/s</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>1</td> </tr> </tbody> </table>	[A], M	Rate, M/s	1	1	2	1	3	1	<table border="1"> <thead> <tr> <th>[A], M</th> <th>Rate, M/s</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>2</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>3</td> </tr> </tbody> </table>	[A], M	Rate, M/s	1	1	2	2	3	3	<table border="1"> <thead> <tr> <th>[A], M</th> <th>Rate, M/s</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>4</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>9</td> </tr> </tbody> </table>	[A], M	Rate, M/s	1	1	2	4	3	9
[A], M	Rate, M/s																										
1	1																										
2	1																										
3	1																										
[A], M	Rate, M/s																										
1	1																										
2	2																										
3	3																										
[A], M	Rate, M/s																										
1	1																										
2	4																										
3	9																										
وحدة ثابت السرعة	M/s	1/s	M ⁻¹ .s ⁻¹																								



الشكل (8/a): تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن.



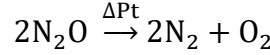
الشكل (8/b): سرعة التفاعل مقابل التركيز.

تركيز المادة المتفاعلة المرفوعة للأس صفر ستكون قيمته (1)، وهذا يعني

أن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل

مثال مهم على الرتبة الصفرية: عند قياس سرعة تحلل أحادي أكسيد

ثنائي النيتروجين وفق المعادلة:



وُجد بالتجربة العملية أن:-

- سرعة التفاعل لا تعتمد ولا تتأثر بتركيز N_2O الموجود بداية التفاعل

- تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمقدار ثابت بمرور الزمن

- العلاقة بين التركيز والزمن علاقة خط مستقيم متناقص ميله مقدار ثابت

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$$

- العلاقة عبارة عن خط مستقيم بين سرعة التفاعل R والتركيز

فرنسم R مقابل تركيز N_2O وسنجد خطاً ثابتاً وهذا دليل على الرتبة

الصفرية، ولا نكتب في القانون تركيز $[\text{N}_2\text{O}]$ لأنه غير مؤثر على السرعة

$$R = k[\text{N}_2\text{O}]^0 \Rightarrow R = k$$

وحدة ثابت السرعة k للتفاعل من الرتبة الصفرية نفس وحدة سرعة التفاعل M/s =

تركيز المادة المتفاعلة المرفوعة للأس (1) ستكون سرعة التفاعل متناسباً طردياً مع تركيز تلك المادة،

فالتغير في تركيزها يؤدي إلى التغير نفسه في سرعة التفاعل

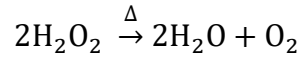
نقصان تركيز المادة إلى النصف يؤدي إلى نقصان سرعة التفاعل

إلى النصف، ومضاعفة تركيزها يؤدي إلى مضاعفة سرعة

التفاعل بالمقدار نفسه

مثال مهم على الرتبة الأولى: عند قياس سرعة تحلل فوق

أكسيد الهيدروجين وفق المعادلة:



وُجد بالتجربة العملية أن:-

- مضاعفة تركيز H_2O_2 يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل

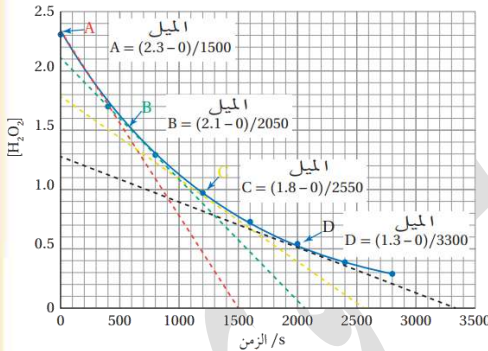
- تركيز المادة المتفاعلة H_2O_2 يتناقص بمقدار غير ثابت بمرور الزمن

(منحنى) وهذا مؤشر عام لتفاعل الرتبة الأولى كافة

فرنسم مماسات من خلال النقاط (A, B, C, D)

ومن خلال ميل المماس نحسب سرعة التفاعل من خلال العلاقة:

$$R = -\frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]}{\Delta t}$$



الجدول (2): قيم سرعة التفاعل عند تراكيز محددة من H_2O_2 .

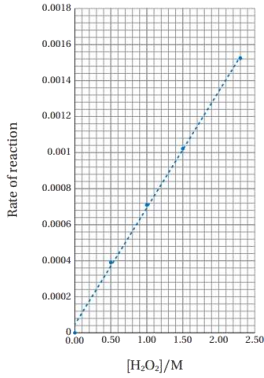
$(R) \times 10^{-3} \text{ M.s}^{-1}$	$[\text{H}_2\text{O}_2] \text{ M}$
0.394	0.5
0.706	1.0
1.024	1.5
1.533	2.3

عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تيلورام"

مدرسة الكيمياء، فيسبهك

إعداد:
مرح السطراوي



- نرسم العلاقة بين سرعة التفاعل R وتركيز المادة المتفاعلة H_2O_2
 - نلاحظ من الرسم البياني أن العلاقة هي خط مستقيم **متزايد**، وهذا النمط ينطبق على تفاعلات الرتبة الأولى كافة
 - لذلك يعد التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة إلى المادة H_2O_2
 $R = k[H_2O_2]^1$
- مهم: احفظ تفاعل الرتبة الصفرية، وتفاعل الرتبة الأولى**

مثال خارجي: في تفاعل تفكك الأمونيا عند درجة حرارة عالية تم قياس تراكيز

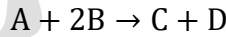


الأمونيا بمرور الزمن وبعدها تم رسم العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيزه: $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$ فكانت رتبة الأمونيا صفرية في هذا التفاعل، فإن الرسم البياني الموضح لذلك هو:

	-2		-1
	-4		-3

الجواب: (2)

مثال خارجي: الرسم البياني الدال على الرتبة الأحادية للمادة المتفاعلة A في التفاعل الافتراضي



	-2		-1
	-4		-3

الجواب: (3)

كيف نحدد رتب المواد المتفاعلة A, B بطريقة السرعة الابتدائية في تفاعل $A + B \rightarrow$

1- القيام بعدة تجارب عند درجة حرارة ثابتة، مثلاً: ثلاث تجارب بتراكيز ابتدائية مختلفة لكل من المواد المتفاعلة

2- نحسب السرعات الابتدائية، ونسجل تلك البيانات في جدول مع التراكيز الابتدائية لتلك المواد

التجربة	[A]M	[B]M	السرعة الابتدائية Ms^{-1}
1	0.1	0.1	1×10^{-4}
2	0.2	0.1	2×10^{-4}
3	0.1	0.2	4×10^{-4}

3- لتحديد رتبة A، نقارن بين تركيز A وسرعة التفاعل في تجربتين يكون فيهما تركيز B ثابتاً حتى نتأكد من تأثير تركيز A لوحده على سرعة التفاعل

4- نختار التجريبتين (1، 2) حيث تركيز B ثابت

5- هناك طريقتين:

1- **الطريقة الطويلة:** قسمة التجريبتين على بعضهما ونقسم الأكبر على الأصغر لتسهيل الحساب،

من خلال قانون سرعة التفاعل، نحذف الثوابت مثل k فهو لا يتغير إلا لو تغيرت درجة الحرارة ونحذف $[B]^y$ لأن تركيزها ثابت في التجريبتين، **ملاحظة:** نضطر لاستخدام هذه الطريقة الطويلة

دائماً عندما لا نحصل على تراكيز ثابتة للمادة الثانية، وسترى ذلك في الأمثلة

$$\text{Exp2} : R_2 = k[A]_2^x [B]_2^y$$

$$\text{Exp1} : R_1 = k[A]_1^x [B]_1^y$$

$$\text{Exp2} : \frac{2 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-4}} = \frac{(2 \times 10^{-1})^x}{(1 \times 10^{-1})^x}$$

$$\text{Exp1} : \frac{2 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-4}} = \frac{(2 \times 10^{-1})^x}{(1 \times 10^{-1})^x}$$

$$2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

2- **الطريقة السريعة:** ننظر إلى القيم في التجريبتين المختارتين مع توحيد الأسس العشرية

لاختصارها مباشرة فنقول: تضاعف تركيز A مرتين وتضاعفت سرعة التفاعل بنفس المقدار

مرتين إذًا رتبة A تساوي 1 أي أن التفاعل أحادي الرتبة بالنسبة لـ A أو تضاعف التركيز مرتين

والسرعة أربعة مرات وبالتالي الرتبة هي 2

6- نحدد رتبة B بنفس الطريقة إما الطويلة أو السريعة، نختار التجريبتين (1، 3) لأن تركيز A فيهما ثابت

7- تركيز B تضاعف مرتين والسرعة تضاعفت أربع مرات، إذًا رتبة B هي 2 أي أن التفاعل ثنائي الرتبة

بالنسبة لـ B

8- رتبة التفاعل الكلية = 3

9- قانون سرعة هذا التفاعل هو: $R = k[A]^1 [B]^2$

تذكر هذه التريكات في بداية الحل:

- 1- توحيد الأسس العشرية
 - 2- تحديد تجربتين لهما نفس السرعة الابتدائية ثم النظر إلى تراكيز المواد المتفاعلة، المواد الثابتة نتركها على ناحية أما المادة التي لها تراكيز مختلفة فهذا معناه أنها غير مؤثرة على سرعة التفاعل مهما تغير تركيزها لذا رتبها صفرية
 - 3- كتابة قانون سرعة التفاعل العام من البداية وتطبيق الحسابات عليه
- تذكر: قانون سرعة التفاعل العام (أو الصيغة العامة للتفاعل) نفس التفاعل لكن الرتب بالرموز

مثال حسابي: يتفاعل ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع حمض الهيدروكلوريك HCl وفق معادلة التفاعل

الآتية: $\text{NO}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ أجريت ثلاث تجارب بتراكيز مختلفة عند درجة حرارة ثابتة، وجرى حساب سرعة التفاعل الابتدائية لكل تجربة وسجلت النتائج، فكانت كما يظهر في الجدول:

رقم التجربة	$[\text{NO}_2] \text{ M}$	$[\text{HCl}] \text{ M}$	السرعة الابتدائية M.s^{-1}
1	0.3	0.3	1.4×10^{-3}
2	0.6	0.3	2.8×10^{-3}
3	0.3	0.6	2.8×10^{-3}

1- أكتب قانون سرعة التفاعل العام . $R = k[\text{NO}_2]^x[\text{HCl}]^y$

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة NO_2

$$\text{Exp2: } 2.8 \times 10^{-3} = (6 \times 10^{-1})^x$$

$$\text{Exp1: } 1.4 \times 10^{-3} = (3 \times 10^{-1})^x$$

$$\frac{28}{14} = \left(\frac{6}{3}\right)^x \Rightarrow 2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

3- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة HCl

$$\text{Exp3: } 2.8 \times 10^{-3} = (6 \times 10^{-1})^y$$

$$\text{Exp1: } 1.4 \times 10^{-3} = (3 \times 10^{-1})^y$$

$$\frac{28}{14} = \left(\frac{6}{3}\right)^y \Rightarrow 2 = (2)^y \Rightarrow y = 1$$

4- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k[\text{NO}_2]^1[\text{HCl}]^1$

5- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته

نختار أي تجربة لأن قيمة k نفسها في كل تجربة وأسهل تجربة للاختيار هي الأولى لأنها الأبسط

في القيم غالباً، نعوض التراكيز والسرعة ونجعل k موضوع القانون

$$k = \frac{R}{[\text{NO}_2]^1[\text{HCl}]^1} = \frac{1.4 \times 10^{-3}}{(3 \times 10^{-1})(3 \times 10^{-1})} = \frac{14 \times 10^{-4}}{9 \times 10^{-2}} = 1.56 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

أو نكتب الوحدة هكذا $1.56 \times 10^{-2} / \text{M} \cdot \text{s}$

مثال حسابي: في معادلة التفاعل الافتراضي: $A + B \rightarrow$ نواتج سجلت البيانات كما يأتي:

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	1×10^{-3}
2	0.4	0.1	2×10^{-3}
3	0.6	0.2	3×10^{-3}

قانون سرعة التفاعل العام: $R = k[A]^x[B]^y$

1- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة A

من التجريبتين (1، 2) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[A]^x$ و R
 $\frac{2}{1} = \left(\frac{4}{2}\right)^x \Rightarrow 2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$

رتبة المادة A تساوي 1

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة B

لا توجد تجريبتين فيهما تراكيز ثابتة للمادة A ولذا سنضطر للطريقة الطويلة ونعوض تراكيز المادة A مع

رتبتها التي عرفناها من الخطوة 1 ونختار تجريبتين تراكيز B فيها مختلفة

$$\text{Exp3} \quad 3 = (6)^1(2)^y$$

$$\text{Exp1} \quad 1 = (2)^1(1)^y$$

$$3 = (3)^1(2)^y \Rightarrow 1 = (2)^y \Rightarrow y = 0$$

رتبة المادة B تساوي 0؛ فأى عدد نرفعه للأس 0 فإن قيمته تساوي 1

3- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k[A]^1$

الرتبة الكلية للتفاعلة تساوي 1

4- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته

$$k = \frac{R}{[A]^1} = \frac{1 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-3} s^{-1}$$

مثال حسابي: في معادلة التفاعل الافتراضي: $T + E + D \rightarrow$ نواتج

سجلت بيانات خمس تجارب عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

رقم التجربة	[T] M	[E] M	[D] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	0.1	4.4×10^{-6}
2	0.4	0.1	0.1	8.8×10^{-6}
3	0.2	0.05	0.1	4.4×10^{-6}
4	0.2	0.1	0.3	1.32×10^{-5}
5	0.1	0.1	X	8.8×10^{-6}

تريكات الحل السريع: نضبط القيم أولاً بتوحيد الأسس العشرية، ننظر إلى سرعات متساوية ونحدد مادة

رتبتها صفر فنلغيها من الجدول

عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تيليرام"

مدرسة الكيمياء، فيسبهك

إعداد:
مرح السطوي

رقم التجربة	[T] M	[E] M	[D] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	0.1	4.4×10^{-6}
2	0.4	0.1	0.1	8.8×10^{-6}
3	0.2	0.05	0.1	4.4×10^{-6}
4	0.2	0.1	0.3	13.2×10^{-6}
5	0.1	0.1	X	8.8×10^{-6}

من هذا التحديد السريع عرفنا أن المادة E رتبها صفر لأنها تغيرت ولم تتغير سرعة التفاعل

قانون سرعة التفاعل العام (الصيغة العامة للتفاعل): $R = k[T]^x[E]^y[D]^z$

1- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة T

E كأنها غير موجودة في الجدول لأن رتبها صفر، لذا نبحث عن تجربتين فيها D ثابتة التجربتان (1، 2) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[T]^x$ و R

$$\frac{88}{44} = \left(\frac{4}{2}\right)^x \Rightarrow 2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

رتبة المادة T تساوي 1

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة E رتبة المادة E تساوي صفر

3- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة D

E كأنها غير موجودة في الجدول لأن رتبها صفر، لذا نبحث عن تجربتين فيها T ثابتة التجربتان (3، 4)

$$\frac{132}{44} = \left(\frac{3}{1}\right)^z \Rightarrow 3 = (3)^z \Rightarrow z = 1$$

رتبة المادة D تساوي 1

4- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k[T]^1[D]^1$

الرتبة الكلية للتفاعلة تساوي 2

5- أحسب تركيز المادة D في التجربة الأخيرة

بما أننا عرفنا الرتب فهناك طريقتان للحساب: إما نقسم تجربتين على بعضهما، أو نستخرج k ثم نحسب X في تجربة 5

والأسرع هو قسمة تجربتين أعدادهما سهلة للحساب، فنختار (2، 5)

$$\frac{\text{Exp5}}{\text{Exp1}}: \frac{8.8 \times 10^{-6}}{8.8 \times 10^{-6}} = \frac{k(0.1)(X)}{k(0.4)(0.1)}$$

$$0.4 = X$$

تركيز المادة في التجربة رقم 5 يساوي 0.4M

تنبيه: دائماً التجربة التي فيها مجهول

نتركها إلى حين حساب الرتب

مثال حسابي: أستنتج سرعة التفاعل T في التجربة رقم (3) علماً أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 3.

[Q] M	[W] M	R M/s
0.4	0.2	2.1
0.4	0.6	6.3
0.8	0.6	T

وجرى قياس تغير سرعة التفاعل الابتدائية بتغير تراكيز المادتين المتفاعلتين Q و W عند درجة حرارة ثابتة، فكانت نتائج القياس كما في الجدول المبين أدناه:

رتبة المادة Q تساوي 2 ورتبة المادة W تساوي 1

$$R = k[W]^1[Q]^2$$

قيمة ثابت سرعة التفاعل k

$$k = \frac{R}{[W]^1[Q]^2} = \frac{21 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1} \times 16 \times 10^{-2}} = 65.6/M^2 \cdot s \text{ أو } 65.6 M^{-2} \cdot s^{-1}$$

$$T = R_3 = 65.6 \times 0.8 \times 0.8 \times 0.6 = 25.2 M/s$$

مثال حسابي: سجلت البيانات في الجدول الآتي للتفاعل الافتراضي عند درجة حرارة ثابتة: $2A + 3B \rightarrow 3C + 2D$

رقم التجربة	[B] M	[A] M	R M/s
1	0.1	0.1	2×10^{-2}
2	0.1	0.3	2×10^{-2}
3	0.3	0.3	6×10^{-2}
4	?	0.1	4×10^{-3}

(1) أجد الرتبة الكلية للتفاعل

رتبة المادة A تساوي صفر ورتبة

المادة B تساوي 1 فالرتبة الكلية

تساوي 1

(2) أستنتج قانون سرعة التفاعل

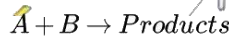
$$R = k[B]^1$$

(3) أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k

$$k = \frac{R}{[B]^1} = \frac{2 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-1}} = 0.2 s^{-1}$$

(4) أستنتج تركيز المادة B في التجربة الرابعة

$$R = k[B]^1 \Rightarrow 4 \times 10^{-3} = 0.2 [B] \Rightarrow [B] = 0.02 M$$



نظرية التصادم تفترض أنه لحدوث تفاعل كيميائي: يجب تصادم جسيمات

المواد المتفاعلة بعضها ببعض سواء كانت ذرات أو أيونات أو جزيئات،

وامتلاكها طاقة تصادم كافية لتكسير الروابط بينها وتكوين روابط جديدة،

وأن يكون اتجاه التصادم صحيحاً

وُضعت النظرية من قبل العالمين ماكس تراوتز ووليام لويس

والسبب: لتفسير حدوث التفاعلات الكيميائية وتفاوت سرعاتها

فائدة النظرية: قدمت النظرية اقتراحات حول كيفية تغيير سرعة التفاعل

الكيميائي

فرضيات النظرية لحدوث التفاعل الكيميائي:

1- حدوث تصادم بين جسيمات المواد المتفاعلة

2- أن يكون التصادم فعّالاً، وشرطي حدوث التصادم الفعال:

أ- امتلاك جسيمات المواد المتفاعلة الحد الأدنى من الطاقة لتكسير وتكوين روابط
ب- التصادم في الاتجاه الصحيح "المناسب"

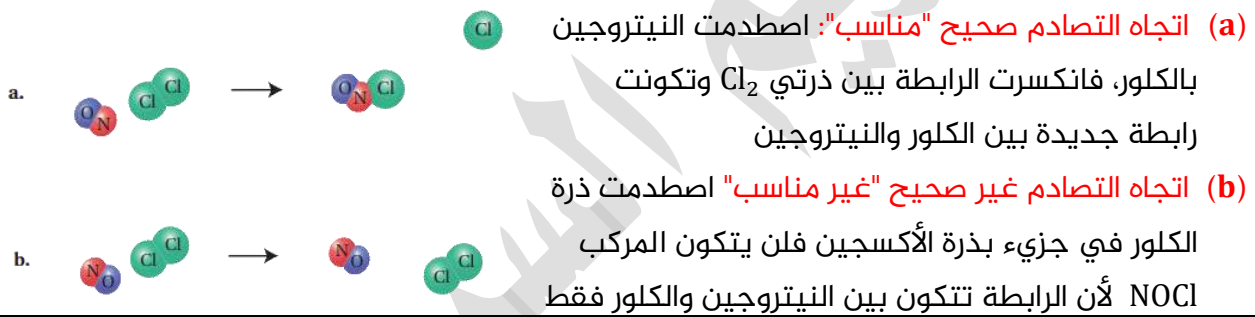
إذا لم يتوفر شرطي حدوث التفاعل "التصادم الفعال": الاتجاه الصحيح والطاقة الكافية، فإنه لا يحدث تفاعل حتى ولو توفر أحد الشرطين

ونميز ذلك من خلال النظر إلى النواتج، لم يتغير ترتيب الذرات وبالتالي لم يحدث تصادم فعال

عدد التصادمات التي تؤدي إلى تكوين النواتج تكون قليلة مقارنة بعدد التصادمات الكلية ونسمى التصادمات التي أدت إلى تكوين نواتج بالتصادمات الفعّالة

التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويكون بالاتجاه الصحيح "المناسب" فيؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج

مثال: تتفاعل جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين مع جزيئات الكلور: $NO + Cl_2 \rightarrow NOCl + Cl$

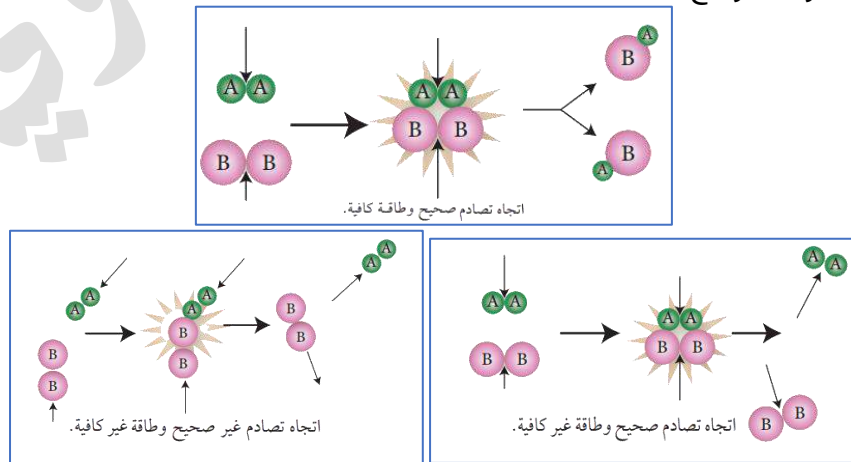


مثال: $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$

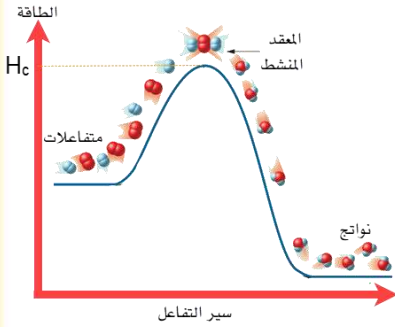
لحدوث الناتج AB لا بد من تصادم فعال: (1) اتجاه صحيح لتصادم الجسيمات يعني تصدم B في جزيء

B_2 بـ A في جزيء A_2 ، (2) مع توفر طاقة كافية عند التصادم وإلا ترتد الجسيمات عن بعضها ولا يحدث

التفاعل وبالتالي لا تتكون النواتج



عند حدوث التصادم الفعال تتكون جسيمات تسمى المعقد المنشط Activated Complex



المعقد المنشط هو حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات، تمتلك أعلى طاقة، ويحدث فيها تكسير الروابط وتكوينها، وقد يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة

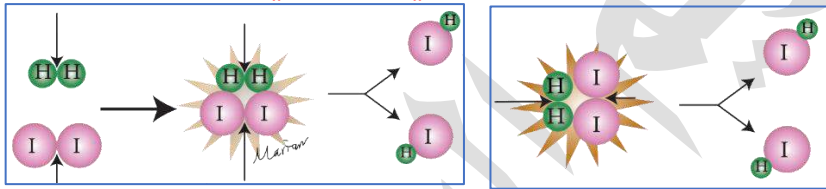
الطاقة العالية التي يمتلكها المعقد المنشط تُسمى بطاقة المعقد المنشط H_c

المعقد المنشط حالة غير مستقرة وبالتالي سرعان ما يتفكك مكوناً النواتج (التفاعل غير المنعكس) أو المتفاعلة مرة أخرى (في التفاعل المنعكس)

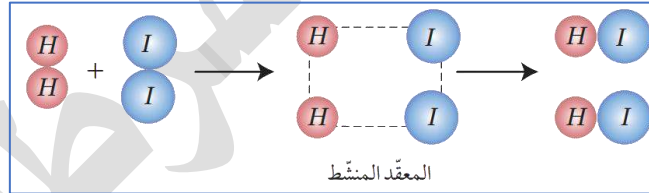


حتى نرسم اتجاه التصادم الفعال ثم نرسم المعقد المنشط فلا بد من تصادم كل ذرة هيدروجين مع كل ذرة يود لتكوين يوديد الهيدروجين

رسمة الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال سواء كانت بالشكل الأفقي أو العمودي لتصادم الجسيمات:



رسمة أو شكل المعقد المنشط (بناء المعقد المنشط) وأيضاً نقول عنه (التصادم الفعال):

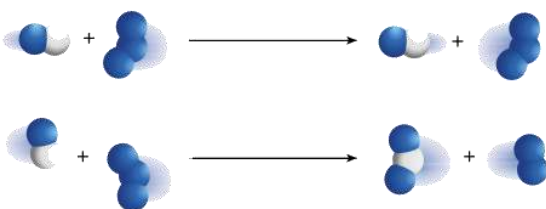


حيث نرسم خطوطاً متقطعة للتصادم الفعال، وهي دلالة تكسير روابط المتفاعلات وتكوين روابط النواتج أما الروابط التي لن تنكسر فنتركها كما هي

هذا المثال وكل تفاعل على نمطه $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$ أنت مُطالب بمعرفة رسمة تصادمه الفعال

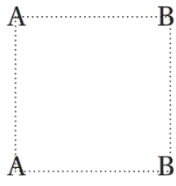
تنبيه: يجب أن تفرق في صيغة السؤال: عند طلب رسمة الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال سترسم الجسيمات في حالة تصادم صحيح الاتجاه مع الأسهم، وعند طلب رسمة التصادم الفعال أو رسمة المعقد المنشط فلا بد من الخطوط المتقطعة

مثال: أستنتج من الشكل الآتي أي الاحتمالين يعدّ اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال بين جزيئات أحادي

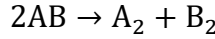


أكسيد النيتروجين وجزيئات الأوزون وفق المعادلة الآتية: $NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$

الشكل الثاني هو الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال بسبب إعادة ترتيب الذرات



مثال: أرسم المعقد المنشط المتكون عن التفاعل العام الآتي:



يحدث التصادم بين ذرتي A وذرتي B في الجسيمات AB ويتوقع أن تنكسر كل رابطة A - B وتتكون الرابطة بين A - A و B - B فيكون المعقد المنشط كما يأتي:

لا بد من الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي تمتلكها الجسيمات المتفاعلة؛ كي تبدأ

التفاعل وتكوّن المعقد المنشط ثم تنكسر الروابط بين الذرات في المواد المتفاعلة وتتكون روابط

جديدة فنحصل على النواتج

الحد الأدنى "أو الكافي أو اللازم" من

الطاقة الحركية لبدء التفاعل هو طاقة

التنشيط E_a

من خلال منحنى أو توزيع ماكسويل

بولتزمان نتعرف على طاقة التنشيط

وعلاقتها بعدد الجزيئات التي تمتلك تلك

الطاقة

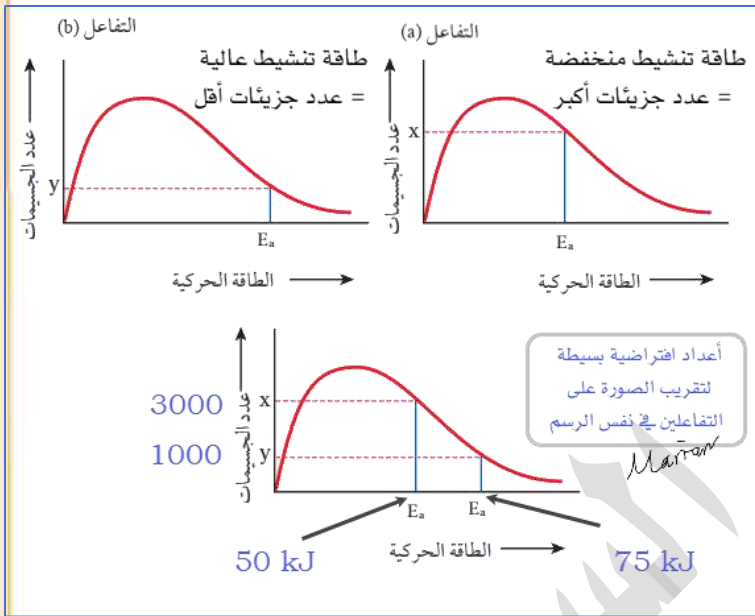
كل تفاعل كيميائي تختلف فيه طبيعة

المواد المتفاعلة وبالتالي تختلف طاقة

التنشيط من تفاعل إلى آخر، لكنها ثابتة

لنفس التفاعل

من الشكل المجاور:



التفاعل (a): طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضة وهذا يعني أن هناك عدداً كبيراً من الجسيمات تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقد المنشط عند تصادمها في الاتجاه الصحيح وبالتالي تزداد سرعة التفاعل ويقل زمن تكوّن "ظهور" النواتج

التفاعل (b): طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل عالية وهذا يعني أن هناك عدداً قليلاً من الجسيمات تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقد المنشط عند تصادمها في الاتجاه الصحيح وبالتالي تقل سرعة التفاعل ويطول زمن تكوّن "ظهور" النواتج

طاقة التنشيط وعلاقتها بسرعة التفاعل وزمن ظهور النواتج: فلنتخيل على أن التفاعل شخص يقوم

بدفع عربة ثقيلة (المتفاعلات) إلى قمة تل، أو يصعد التل، فإذا كان التل مرتفعاً (طاقة التنشيط

العالية) سيحتاج الشخص إلى طاقة كبيرة لدفع العربة نحو القمة، وسيستغرق وقتاً طويلاً للوصول

أما إذا كان التل منخفضاً (طاقة التنشيط المنخفضة) فسيحتاج طاقة أقل لدفع العربة إلى القمة

وسيوصلها في وقت أسرع

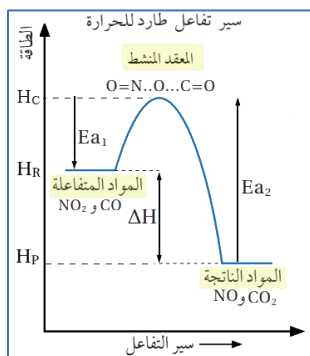
<p>طاقة تنشيط منخفضة</p> <p>= فعدد الجسيمات المتصادمة التي تمتلك تلك الطاقة كبير</p> <p>= الوصول إلى المعقد المنشط بشكل أسرع</p> <p>= زمن ظهور النواتج أقل</p> <p>= تفاعل أسرع</p>	<p>طاقة تنشيط عالية</p> <p>= فعدد الجسيمات المتصادمة التي تمتلك تلك الطاقة قليل</p> <p>= الوصول إلى المعقد المنشط بشكل أبطأ</p> <p>= زمن ظهور النواتج أطول</p> <p>= تفاعل أبطأ</p>
--	--

العلاقة بين طاقة التنشيط و كل مما يلي (مهم)

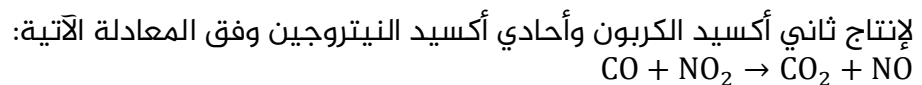
- طاقة التنشيط وعدد الجسيمات التي تمتلكها: عكسية
- طاقة التنشيط وسرعة التفاعل: عكسية
- طاقة التنشيط وسرعة تكوّن المعقد المنشط: عكسية
- طاقة التنشيط وزمن ظهور النواتج: طردية

- المحتوى الحراري لمادة متفاعلة أو ناتجة: هو كمية الطاقة المخزونة في مول واحد من المادة، ورمزه H ونستطيع تسمية المحتوى الحراري بطاقة الوضع أو الطاقة، لأنه بالأصل كمية طاقة كيميائية مخزنة
- خلال حدوث التفاعل يحدث تغير على الطاقة الحرارية فإما تُمتص طاقة أو تنبعث ونسميها: التغير في المحتوى الحراري أو حرارة التفاعل أو الطاقة ورمزها ΔH وتُكتب في التفاعلات أيضاً Heat أو Energy

أنواع الطاقة المرافقة أو المصاحبة للتفاعلات الكيميائية	
طاقة ممتصة	طاقة منبعثة
سير التفاعل الماص للحرارة	سير التفاعل الطارد للحرارة
طاقة المواد الناتجة أعلى من طاقة المواد المتفاعلة فيكون ΔH موجب والتفاعل ماص للحرارة	طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة فيكون ΔH سالب والتفاعل طارد للحرارة



مثال: في الشكل سير تفاعل أول أكسيد الكربون مع ثاني أكسيد النيتروجين



- تمتلك المواد المتفاعلة طاقة أو محتوى حراري رمزه H_R
- تمتلك المواد الناتجة طاقة أو محتوى حراري رمزه H_P
- طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة وهذا معناه أن التفاعل يصاحبه فقدان طاقة

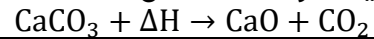
- فرق الطاقة بينهما يسمى التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ورمزه ΔH ونحسبه من خلال العلاقة الرياضية: $\Delta H = H_P - H_R$

ستكون إشارة ΔH لهذا التفاعل سالبة (-) فهو طارد للطاقة

وتُكتب معادلته الحرارية بهذا الشكل: $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO + \Delta H$

فالحرارة ناتجة من التفاعل ولذا نكتبها مع النواتج، وبدون إشارة السالب داخل المعادلة

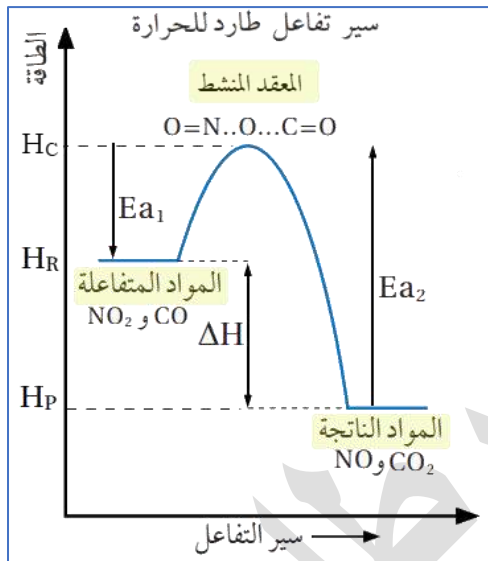
بينما لو كان التفاعل ماصاً للطاقة فإن ΔH تُكتب مع المتفاعلات في المعادلة الحرارية، مثال:



- مهم: لا يعتمد التغير في المحتوى الحراري $[\Delta H]$ على الطريقة التي يحدث بها التفاعل بل يعتمد على المحتوى الحراري للمتفاعلات والنواتج، أي أن ΔH أو المحتوى الحراري للمتفاعلات أو النواتج، لن يتأثر ولو تأثرت طاقة التنشيط بأي عامل مؤثر في التفاعل

▪ سير التفاعل من خلال منحنى الطاقة مع علاقات رياضية مهمة [انظر الشكل السابق]

[ملاحظة: رسمة المعقد المنشط غير مطلوبة في مناهجنا لهذا التفاعل]



- المواد المتفاعلة طاقتها H_R تكتسب الطاقة أثناء تصادمها

لتكوين المعقد المنشط وهذه هي طاقة تنشيط التفاعل

الأمامي E_{a1} وتعريفها: الطاقة التي يجب أن تمتلكها المواد

المتفاعلة عند تصادمها لتكوين المواد الناتجة، ويمكن

حسابها بالفرق بين طاقة المعقد المنشط وطاقة

المتفاعلات

$$E_{a1} = H_C - H_R$$

- عند وصول الجسيمات إلى تلك الطاقة الكافية E_{a1} لبدء

التفاعل يتكون المعقد المنشط وطاقته H_C

- تنكسر الروابط وتتكون روابط جديدة مكونة المواد الناتجة

- تنخفض الطاقة خلال تكوين المواد الناتجة فتكون طاقتها

H_P ، فإذا انخفضت بشكل كبير وصارت أقل من طاقة

المتفاعلات H_R فهذا معناه فقدان طاقة خلال تكوين النواتج ونوع التفاعل طارد، أما لو كان انخفاضها

قليل حيث تبقى أعلى من طاقة المتفاعلات فسيكون التفاعل ماص للطاقة

- الفرق بين طاقة المواد الناتجة وطاقة المعقد المنشط تساوي طاقة تنشيط التفاعل العكسي E_{a2}

ونحسبها من خلال العلاقة: $E_{a2} = H_C - H_P$

- ممكن حساب ΔH من خلال طاقات التنشيط الأمامي والعكسي:

$$\Delta H = E_{a1} - E_{a2}$$

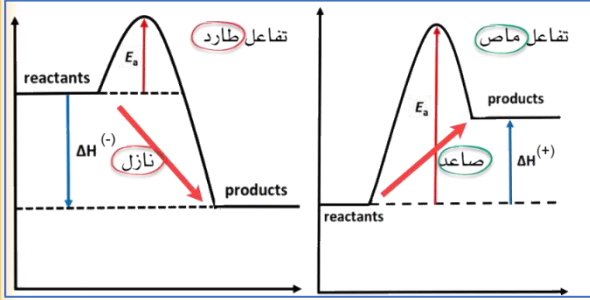
▪ الخلاصة إذا كانت:

$H_P < H_R$ أو $E_{a1} < E_{a2}$ فإن التفاعل الأمامي طارد للطاقة والتفاعل العكسي ماص للطاقة

$H_P > H_R$ أو $E_{a1} > E_{a2}$ فإن التفاعل الأمامي ماص للطاقة والتفاعل العكسي طارد للطاقة

وتذكر كلما كانت طاقة التنشيط منخفضة لتفاعل ما مقارنة بآخر، كان التفاعل أسرع

وأن المحتوى الحراري ΔH لتفاعل تتغير إشارته فقط دون قيمته إذا عكسنا اتجاه التفاعل



احفظ الرابط الذهني: صاعد ماص - نازل طارد

تذكر القوانين والعلاقات السريعة:

طاقة التنشيط وعدد الجسيمات التي تمتلكها: عكسية

طاقة التنشيط وسرعة التفاعل: عكسية

طاقة التنشيط وسرعة تكوّن المعقد المنشط: عكسية

طاقة التنشيط وزمن ظهور النواتج: طردية

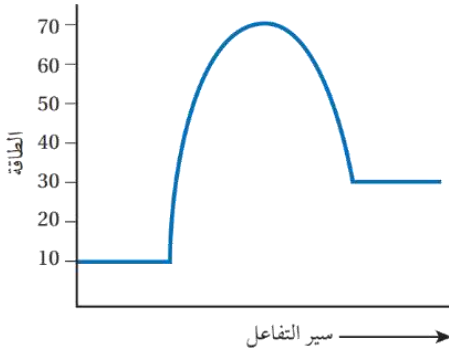
$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = E_{a1} - E_{a2}$$

$$E_{a1} = H_C - H_R$$

$$E_{a2} = H_C - H_P$$

مثال حسابي: بدراسة منحنى التفاعل الماص للطاقة المجاور، أجد قيم كل مما يأتي بوحدة (kJ):



1- طاقة المواد المتفاعلة

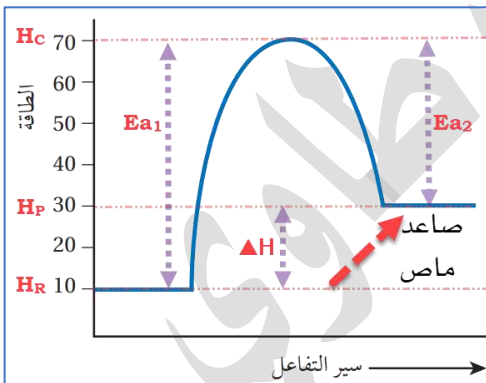
2- طاقة المواد الناتجة

3- طاقة المعقد المنشط

4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي

6- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH



نطبق القوانين الأربعة أو نستخدم الأسلوب الرياضي على الرسم

1- طاقة المواد المتفاعلة $H_R = 10 \text{ kJ}$

2- طاقة المواد الناتجة $H_P = 30 \text{ kJ}$

3- طاقة المعقد المنشط $H_C = 70 \text{ kJ}$

4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي $E_{a1} = 70 - 10 = 60 \text{ kJ}$

5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي $E_{a2} = 70 - 30 = 40 \text{ kJ}$

6- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH

$$\Delta H = H_P - H_R$$

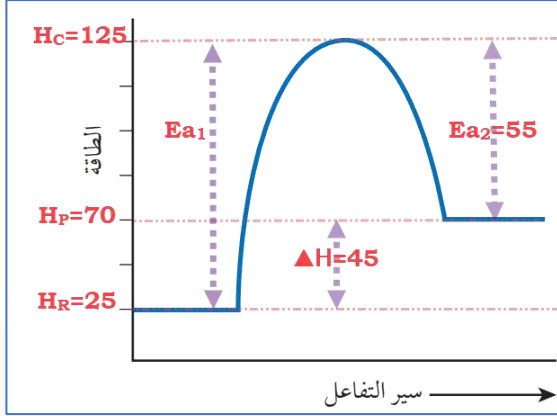
$$\Delta H = 30 - 10 = 20 \text{ kJ}$$

مثال حسابي: في تفاعل ما كانت طاقة المواد المتفاعلة 25 kJ وكان التغير في المحتوى الحراري

للتفاعل 45 kJ وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي 55 kJ أجد قيم كل مما يأتي بوحدة (kJ):

1- طاقة المواد الناتجة 2- طاقة المعقد المنشط 3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

4- هل التفاعل ماص للطاقة أم طارد لها؟



نستخدم القوانين أو نرسم المنحنى، ولأن التغير في المحتوى

الحراري كان موجباً فالتفاعل ماص للطاقة وهذا جواب الفرع 4

1- طاقة المواد الناتجة من قانون: $\Delta H = H_P - H_R$

$$H_P = 45 + 25 = 70 \text{ kJ}$$

2- طاقة المعقد المنشط من قانون: $E_{a2} = H_C - H_P$

$$H_C = E_{a2} + H_P = 55 + 70 = 125 \text{ kJ}$$

3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من قانون:

$$E_{a1} = H_C - H_R$$

$$E_{a1} = H_C - H_R = 125 - 25 = 100 \text{ kJ}$$

مهم:

- التفاعل الطارد للحرارة: طاقة تنشيط التفاعل الأمامي أقل من طاقة تنشيط التفاعل العكسي وبالتالي

هذا التفاعل أسرع بالاتجاه الأمامي

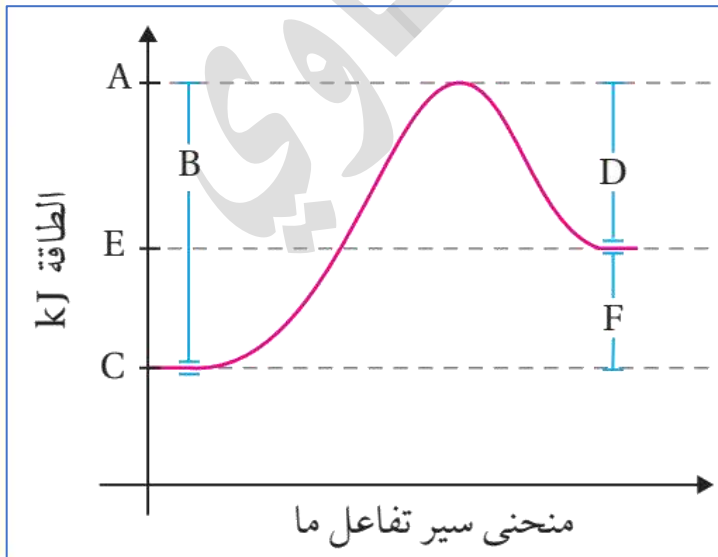
- أما إذا نظرنا إلى التفاعل بالاتجاه العكسي سيكون ماصاً للطاقة وبما أن طاقة تنشيط التفاعل العكسي

أكبر من طاقة تنشيط التفاعل الأمامي فإن التفاعل أبطأ بالاتجاه العكسي

- فالخلاصة أن التفاعلات الطاردة $A \rightleftharpoons B + \Delta H$ أسرع بالاتجاه الأمامي وأبطأ بالاتجاه العكسي

والتفاعلات الماصة $C + \Delta H \rightleftharpoons D$ أبطأ بالاتجاه الأمامي وأسرع بالاتجاه العكسي

مثال: يبين الشكل الآتي تغير الطاقة خلال سير التفاعل، أدرس الشكل وأجيب عن الأسئلة الآتية:



ما الرمز الذي يمثل كلاً مما يأتي:

- طاقة المواد المتفاعلة C

- طاقة المواد الناتجة E

- طاقة المعقد المنشط A

- التغير في المحتوى الحراري F

- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي B

- طاقة تنشيط التفاعل العكسي D

العوامل المؤثرة التي يمكن التحكم بها لزيادة سرعة التفاعل أو إبطائها:

- 1- طبيعة المواد المتفاعلة
- 2- تركيز المواد المتفاعلة
- 3- مساحة سطح المواد المتفاعلة
- 4- درجة الحرارة
- 5- العامل المساعد (الحفاز)

تختلف الفلزات في سرعة تفاعلها مع المواد الأخرى تبعاً لنشاطها الكيميائي، مثال:

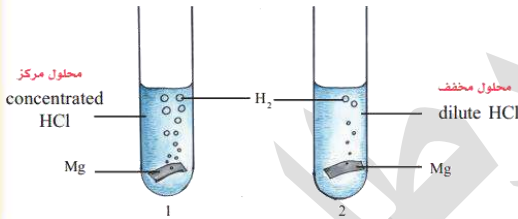
- 1- الصوديوم أسرع تفاعلاً مع الماء مقارنة بالمغنيسيوم؛ لأن الصوديوم أكثر نشاطاً منه
- 2- يتفاعل الخارصين مع محلول نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس؛ لأن الخارصين أنشط كيميائياً من النحاس

أثر تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل وفق نظرية التصادم:

احفظ التفسير وافهمه على هذا الترتيب المتسلسل:

- 1- زيادة تركيز المادة المتفاعلة يؤدي إلى
- 2- زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم
- 3- فيزداد عدد التصادمات الكلية بينها
- 4- فتزداد فرصة اصطدام الجسيمات بعضها ببعض في الاتجاه الصحيح
- 5- وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة بينها
- 6- فتزداد سرعة التفاعل

من هذه التفاعلات مع أمثلة توضيحية:

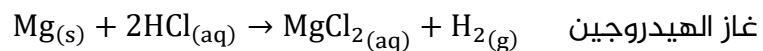


- تفاعل نفس الفلز مع محاليل حمض بتراكيز مختلفة
- تفاعل المواد مع الهواء مقارنة بالأكسجين النقي

1- التجربة الاستهلاكية ص9: شريط المغنيسيوم Mg، نفس

الكمية وضعت في محلولين من HCl تركيز كل منهما على الترتيب 1 M و 0.01 M فتصاعد غاز H₂ بشكل أكبر (زمن أقل) في المحلول الذي تركيزه أكبر

▪ ضوء اللبنة: درسنا سابقاً في الكيمياء الكهربائية أن الفلزات تتفاعل مع محلول الحمض فيتصاعد



2- مثال الكتاب ص41: كتلة محددة من الخارصين Zn تتفاعل مع حجم محدد من محلول الحمض HCl

مثلاً 20 mL وتركيزه 1 M، وتتفاعل نفس الكتلة من Zn مع نفس الحجم من محلول الحمض HCl لكن تركيزه 0.1 M

التركيز الأكبر لمحلول الحمض يؤدي إلى انطلاق كمية من غاز الهيدروجين أكبر في الفترة الزمنية ذاتها، والسبب أن تركيز المتفاعلات زاد وبالتالي زاد عدد الجسيمات فزادت التصادمات الكلية، فتزيد فرصة التصادمات بالاتجاه الصحيح، وتزداد التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل

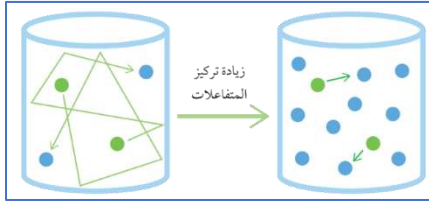
عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تيلجرام"

مدرسة الكيمياء، فيسبوك

إعداد:
مرح السطروي

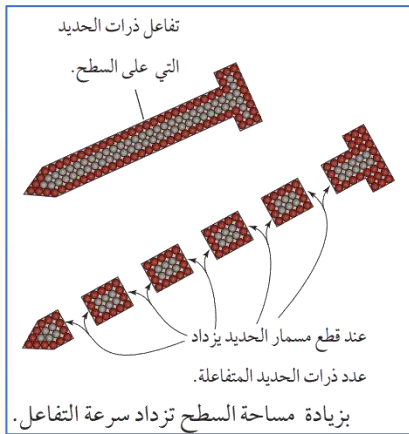
3- مثال الكتاب ص41: تفاعل المادة مع الأوكسجين النقي O_2 أسرع من تفاعلها مع الهواء؛ لأن تركيز الأوكسجين النقي أكبر من تركيزه في الهواء



زيادة تركيز الجسيمات المتفاعلة معناه زيادة عدد التصادمات وبالتالي تفاعل أسرع

معلومة من كتاب الأنشطة: زيادة الضغط على الغاز المتفاعل في الوعاء يعني زيادة تركيزه فتزداد التصادمات

أثر زيادة مساحة سطح المادة الصلبة المتفاعلة في زيادة سرعة التفاعل وفق نظرية التصادم



يؤدي زيادة مساحة سطح المادة الصلبة المعرضة للتفاعل إلى زيادة عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل فالكتلة الكبيرة من المادة الصلبة مساحة سطحها المعرض للتفاعل صغير، عند تجزئتها إلى قطع أصغر أو طحنها على شكل مسحوق، فمساحة السطح المعرض للتفاعل تزداد وبالتالي تزداد سرعة التفاعل، أمثلة:

1- نشارة الخشب تحترق أسرع من قطعة الخشب

2- تتفاعل برادة الحديد مع حمض الهيدروكلوريك أسرع من

تفاعل قطعة الحديد التي لها الكتلة ذاتها

تحترق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطعة الخشب ذات الكتلة نفسها، لأن مساحة سطحها المعرض للتفاعل سيكون أكبر وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

أثر زيادة درجة الحرارة في زيادة سرعة التفاعل وفق نظرية التصادم

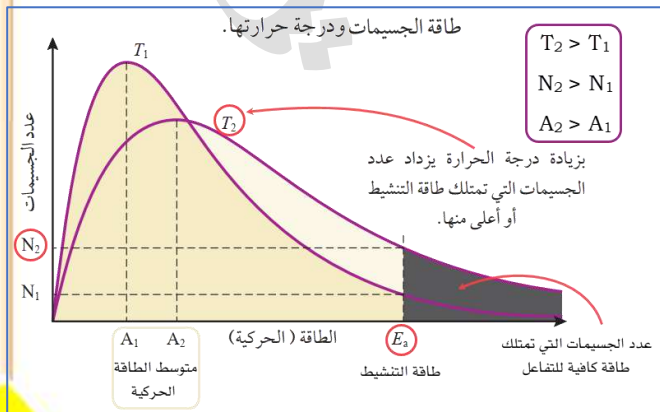
1- تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى رفع الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة

2- وبالتالي يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها

3- فيزداد عدد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل

في التجربة (2) ص46: يتغير لون محلول النشا بسرعة أكبر إلى لون أزرق إذا كان ساخناً عند إضافة محلول اليود I_2 للكشف عن وجود النشا في الماء، بينما إذا كان بارداً فتغير اللون بطيء

توضيح ذلك من خلال منحنى أو توزيع ماكسويل بولتزمان (الرسمه مهمة):



- يبين المنحنى: طاقة الجسيمات ودرجة حرارتها
- لتفاعل ما (نفس التفاعل مع تغيير درجة الحرارة) المساحة تحت كل منحنى تمثل النسبة المئوية للجسيمات عند درجة حرارة معينة
- أهم العلاقات المستنتجة من منحنى الطاقة وعدد الجزيئات عند زيادة درجة الحرارة لتفاعل ما من T_1 إلى T_2 :

1- طاقة التنشيط لا تتأثر بدرجة الحرارة، فهي لا تتغير بتغير درجة الحرارة

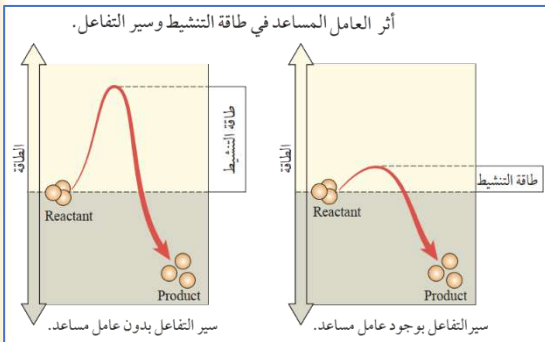
2- يزداد متوسط الطاقة الحركية للجسيمات، أصبحت قيمته A_2
3- يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل "طاقة التنشيط وأعلى منها" (المنطقة المظللة)

4- يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط، أصبحت قيمتها N_2

فتزداد سرعة تصادم بعضها ببعض وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

تعزير: تذكر سخان الماء إذا كانت النار قوية فإن الماء يصل إلى درجة الغليان 100 بسرعة، إذا كانت النار ضعيفة فإن الماء سيصل إلى درجة الغليان 100 لكن بعد وقت أطول، درجة الغليان لم تتغير بتغير درجة الحرارة المعطاة للتسخين، إنما تغير زمن الوصول لها

العامل المساعد مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تُستهلك أثناء التفاعل



ورد في أسئلة الوزارة: كتلة العامل المساعد كذا غرام فكم أصبحت في نهاية التفاعل، الجواب: لا تتغير

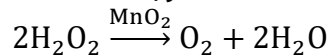
أثر إضافة العامل المساعد في زيادة سرعة التفاعل وفق

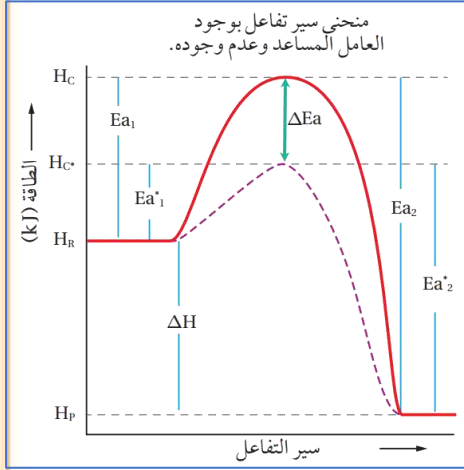
نظرية التصادم

بينت التجارب أن العامل المساعد يمهد مساراً بديلاً للتفاعل، بحيث يقلل طاقة التنشيط؛ مما يجعل حدوث التفاعل أسرع في زمن أقل

- مهم: يؤثر العامل المساعد في خفض طاقة التنشيط وبالتالي زيادة عدد الجسيمات التي تمتلك تلك الطاقة فتزداد التصادمات الكلية، وبالتالي تزداد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل، لكنه لن يؤثر على طاقة المواد المتفاعلة أو الناتجة أو حتى التغير في المحتوى الحراري للتفاعل
- لا يتأثر التغير في المحتوى الحراري بوجود العامل المساعد، لأن العامل المساعد لا يؤثر في طاقة المواد المتفاعلة أو الناتجة، ولأن التغير في المحتوى الحراري هو الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والناتجة لذلك لا يتأثر هذا الفرق ΔH بالعامل المساعد
- أمثلة الكتاب على العوامل المساعدة:

- 1- الأنزيمات في أجسامنا: تسرع حدوث التفاعلات في الخلايا بتخفيض طاقة التنشيط، مثل: أنزيم السكريز الذي يحفز التحلل المائي لمحلول السكر لتكوين الفركتوز والجلوكوز
- 2- ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 : يحفز التحلل المائي لمحلول فوق أكسيد H_2O_2 الهيدروجين لتكوين الأكسجين والماء، تجربة ص 46 والمعادلة المطلوبة





من خلال شكل منحنى الطاقة لتفاعل طارد للطاقة، بوجود وبدون عامل مساعد، نلاحظ ما يلي:

- 1- الخط المتصل مسار التفاعل دون وجود عامل مساعد
 - 2- الخط المتقطع مسار التفاعل بوجود عامل مساعد
- نلاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل قلت من ناحية التفاعل الأمامي والعكسي بنفس المقدار وهذا دليل أن ΔH ثابتة لأننا نحسبها أيضاً من خلال الفرق بين طاقتي التنشيط
- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea_1^* أقل من Ea_1
- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد Ea_2^*

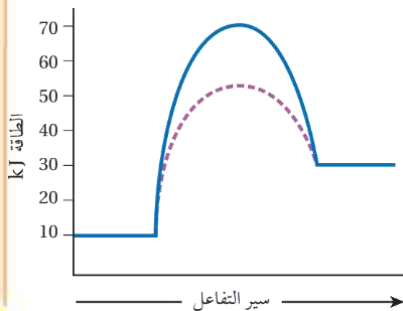
أقل من Ea_2

3- طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد H_C^* أقل من H_C

4- طاقة المتفاعلات H_R وطاقة النواتج H_P و ΔH لا تتأثر بالعامل المساعد، وتبقى ثابتة

طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد	H_C
طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد	H_C^*
طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد	Ea_1
طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد	Ea_1^*
طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد	Ea_2
طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد	Ea_2^*
الفرق أو التغير أو مقدار النقصان أو مقدار الانخفاض في طاقتي التنشيط بعد إضافة العامل المساعد، أو في طاقتي المعقد المنشط بعد إضافة العامل المساعد $\Delta Ea = Ea_1 - Ea_1^*$ $\Delta Ea = Ea_2 - Ea_2^*$ $\Delta Ea = H_C - H_C^*$	ΔE
التغير في المحتوى الحراري $\Delta H = H_P - H_R$	ΔH

مثال حسابي: يبين الشكل سير تفاعل ما بوجود العامل المساعد ودون وجوده، أستنتج من الشكل



- 1- طاقة المواد المتفاعلة H_R
- 2- طاقة المواد الناتجة H_P
- 3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد Ea_1
- 4- طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد H_C^*
- 5- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea_1^*
- 6- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد Ea_2

7- طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد E_{a2}^*

8- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH

نطبق القوانين الأربعة بالإضافة لنفس القوانين لكن بوجود

العامل المساعد (نضيف النجمة * للذي تقل قيمته بوجود

العامل المساعد، ونستخدم الرسم إن لزم

$$H_R = 10 \text{ kJ} \quad (1)$$

$$H_P = 30 \text{ kJ} \quad (2)$$

$$E_{a1} = H_C - H_R = 70 - 10 = 60 \text{ kJ} \quad (3)$$

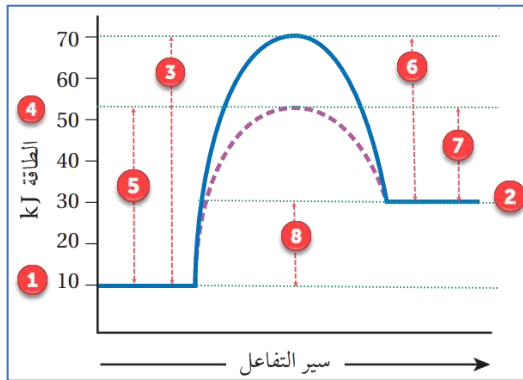
$$H_C^* = 50 \text{ kJ} \quad (4)$$

$$E_{a1}^* = H_C^* - H_R = 50 - 10 = 40 \text{ kJ} \quad (5)$$

$$E_{a2} = H_C - H_P = 70 - 30 = 40 \text{ kJ} \quad (6)$$

$$E_{a2}^* = H_C^* - H_P = 50 - 30 = 20 \text{ kJ} \quad (7)$$

$$\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = 20 \text{ kJ} \quad (8)$$



مثال حسابي: في تفاعل ما كان التغير في المحتوى الحراري للتفاعل -40 kJ وطاقة المتفاعلة 70 kJ وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد 110 kJ وطاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد 80 kJ ، أحسب بوحدة (kJ):

1- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد E_{a2}

2- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد E_{a1}^*

3- طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد H_C

4- طاقة المواد الناتجة H_P

نستخدم القوانين وعدة طرق من خلالها نجد المطلوب أو نرسم المنحنى، ولأن التغير في المحتوى الحراري كان سالباً فالتفاعل طارد للطاقة

$$\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow H_P = -40 + 70 = 30 \text{ kJ} \dots \dots (4)$$

$$E_{a2}^* = H_C^* - H_P = 80 - 30 = 50 \text{ kJ}$$

$$E_{a1}^* = H_C^* - H_R = 80 - 70 = 10 \text{ kJ} \dots \dots (2)$$

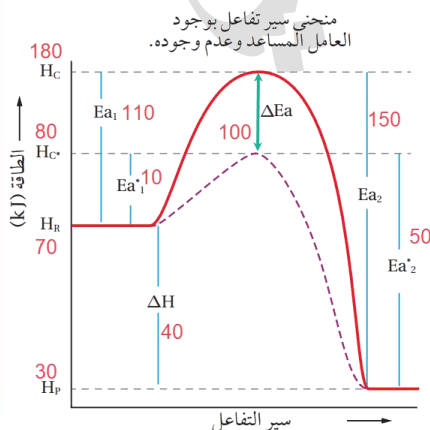
أو نحسبها هكذا: $E_{a1}^* = E_{a2}^* + \Delta H = 50 - 40 = 10 \text{ kJ} \dots \dots (2)$

فائدة: احسب الفرق في طاقة التنشيط لأي تفاعل أمامي أو عكسي أو الفرق بين طاقتي المعقد المنشط واعمل على إضافته أو طرحه لأي طاقة أخرى تأثرت بالعامل المساعد

$$\Delta E_a = E_{a1} - E_{a1}^* = 110 - 10 = 100 \text{ kJ}$$

$$E_{a2} = E_{a2}^* + \Delta E_a = 50 + 100 = 150 \text{ kJ} \dots \dots (1)$$

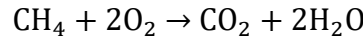
$$H_C = H_C^* + \Delta E_a = 80 + 100 = 180 \text{ kJ} \dots \dots (3)$$



والحل بالرسم في الشكل المجاور يعطي نفس النتائج الرياضي

أنواع التفاعلات حسب اتجاه التفاعل:

1- تفاعلات غير منعكسة (تامة): تحدث في اتجاه واحد فقط يسمى الاتجاه الأمامي، مثال: تفاعلات الاحتراق كاحتراق غاز الميثان بوجود الأكسجين:

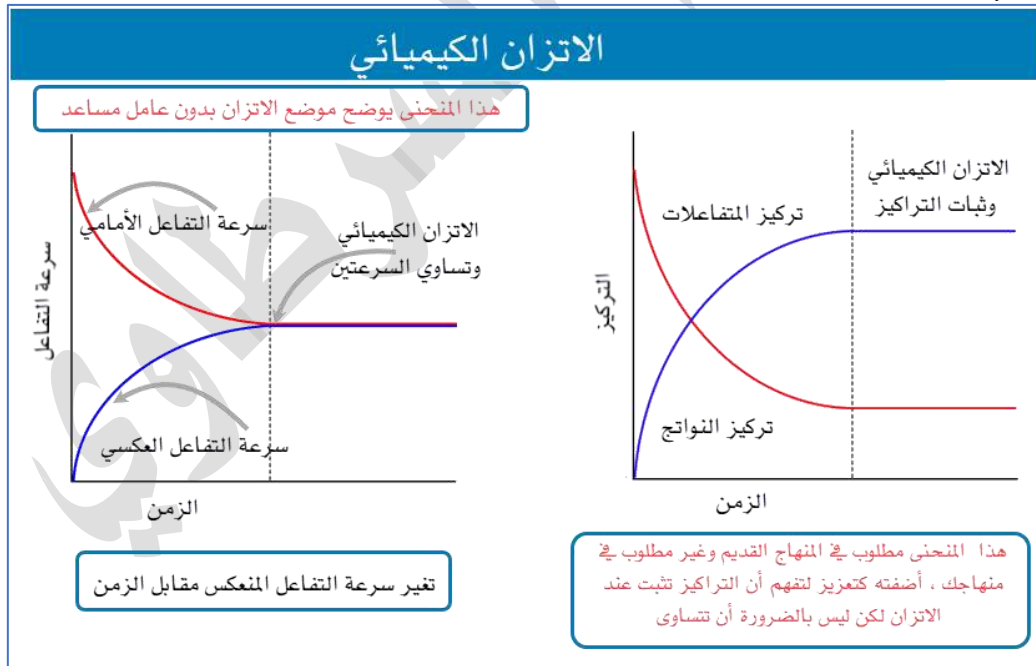


هذا التفاعل وأي تفاعل غير منعكس أسرع ما يمكن في البداية ثم تتناقص السرعة حتى تصل صفر، لتتناقص تراكيز المواد المتفاعلة، فإذا أضيف العامل المساعد فإن سرعة التفاعل تزداد وزمن ظهور النواتج يقل لأن طاقة التنشيط انخفضت

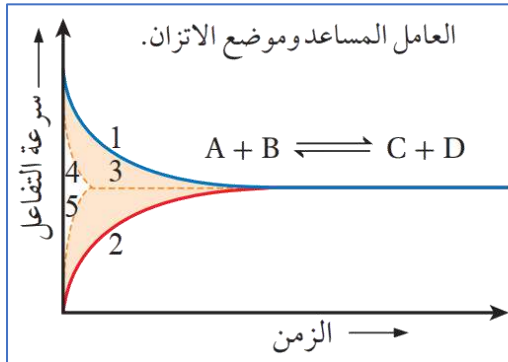
2- تفاعلات منعكسة: تحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي، بمجرد تحول المواد المتفاعلة إلى مواد

ناتجة، فإن المواد الناتجة تتفاعل في ما بينها لتعيد تكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى يستمر التفاعل بالحدوث في الاتجاهين الأمامي والعكسي حيث تتناقص تراكيز المتفاعلات عن البداية (أعلى ما يمكن) وتزداد تراكيز النواتج عن البداية (صفر)، سرعة المتفاعلات تتناقص لأن تركيزها يقل وسرعة النواتج تتزايد لأن تركيزها يزداد إلى أن يحدث الاتزان بتساوي السرعتين وثبات التراكيز على الطرفين سواء تساوت التراكيز أو لم تتساوى، فنقول: وصل التفاعل إلى حالة اتزان كيميائي تسمى بالاتزان الديناميكي

المقصود بوصول التفاعل إلى موضع الاتزان أو الاتزان الكيميائي "الديناميكي": أي اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي، وتثبت فيها تراكيز المواد المتفاعلة وتراكيز المواد الناتجة



يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي بحيث يقلل طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل في الاتجاهين، فعند إضافة عامل مساعد إلى تفاعل متزن فإن موضع الاتزان لن يتأثر أو نقول أن الاتزان لن يتغير موضعه، بل تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان ويقل الزمن اللازم لذلك



1. سرعة التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد.
2. سرعة التفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
3. حالة الاتزان الكيميائي.
4. سرعة التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
5. سرعة التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

فالعامل المساعد مادة لن تتفاعل ولن تتدخل في كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة وبالتالي لن يؤثر على موضع الاتزان ولن يزيحه إلى اليسار أو اليمين، بل يسرع من الوصول إليه فقط لأنه يزيد من سرعة التفاعل ويقلل الزمن اللازم لذلك، لأنه قلل طاقة التنشيط في الاتجاهين

🧪 **أثر العامل المساعد على كل من، سرعة التفاعل الأمامي، سرعة التفاعل العكسي:**

تزداد سرعة التفاعل الأمامي، وكذلك تزداد سرعة التفاعل العكسي والزمن اللازم لظهور النواتج في كلا الطرفين أصبح أقل والوصول إلى الاتزان أسرع

📝 **تذكر العلاقات السريعة بخصوص العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل:**

- زيادة درجة الحرارة لا تؤثر على طاقة التنشيط للتفاعل E_a بل يزيد عدد الجسيمات التي تمتلك تلك الطاقة فتزداد التصادمات الفعالة
- زيادة مساحة السطح (القطع أو البشر أو الطحن ونحوه) يزيد عدد الجسيمات المتفاعلة على السطح وبالتالي يزيد التصادمات
- زيادة تركيز مادة يزيد عدد الجسيمات المتفاعلة في وحدة الحجم وبالتالي يزيد التصادمات فتزداد التصادمات الفعالة، ومثله زيادة الضغط يزيد التركيز
- طبيعة المادة سائل، غاز، ومدى نشاطها الكيميائي يؤثر على سرعة التفاعل
- إضافة العامل المساعد تقلل طاقة التنشيط E_a لكلا الاتجاهين بنفس المقدار فيزداد عدد الجسيمات التي تمتلك الطاقة الكافية فتزداد التصادمات الفعالة
- لا يؤثر العامل المساعد على $\Delta H/H_p/H_R$
- إضافة العامل المساعد تقلل طاقة المعقد المنشط
- لا تتغير كتلة العامل المساعد أثناء التفاعل
- العامل المساعد لا يؤثر على موضع الاتزان بل يسرع الوصول إلى حالة الاتزان، ويقلل الزمن اللازم لذلك

تذكر: قد يأتي السؤال بطاقة المتفاعلات أو النواتج كقيمة سالبة في رسمة منحنى الطاقة، فلا بد من الأخذ بالإشارة في الحسابات [نمط أسئلة وزارية سابقة]

عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

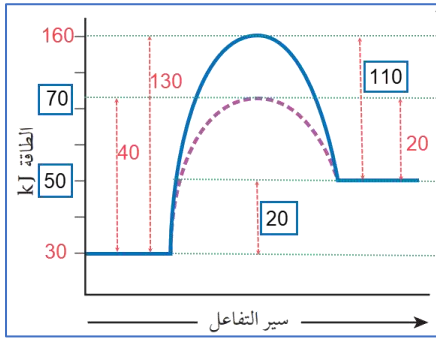
ساعات كيمياء، التوهيبي "تليجرام"

مدرسة الكيمياء، فيسبوك

إعداد:
مرح السرتاوي

مثال حسابي: أستنتج من البيانات الواردة في الجدول الآتي:

البيانات	طاقة المواد الناتجة	التغير في المحتوى الحراري	طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد
الطاقة (kJ)	50	+20	70	110

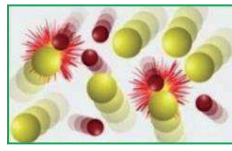
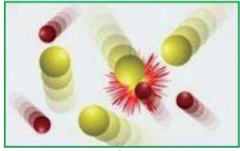


التفاعل ماص لأن الإشارة موجبة فالمنحنى صاعد

- أ- قيمة طاقة المواد المتفاعلة = 30
 ب- قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد = 20
 ج- قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد = 130
 د- قيمة طاقة المعقد المنشط للتفاعل دون عامل مساعد = 160
 هـ- هل التفاعل ماص للحرارة أم طارد لها؟ ماص
 و- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد = 40

مثال: يمثل الشكلان (أ، ب) تفاعلاً في طرفين مختلفين، أستنتج أي الشكلين يمثل التفاعل الأسرع؟

وأحدد العامل المؤثر في سرعة هذا التفاعل؟



التفاعل الأسرع هو (ب) والعامل المؤثر هو زيادة التركيز، يتضح من الشكل زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم وبالتالي زيادة عدد التصادمات الكلية وبالتالي زيادة التصادمات الفعالة وزيادة سرعة التفاعل

مثال حسابي: اعتماداً على البيانات في الجدول الآتي لتفاعل ما، ما قيمة كل من الرموز (أ، ب، ج، د)؟

سير التفاعل	طاقة المواد الناتجة	طاقة المعقد المنشط	طاقة تنشيط التفاعل العكسي	طاقة تنشيط التفاعل الأمامي
دون عامل مساعد	أ	ب	170	ج
بوجود عامل مساعد	40	150	د	80

طاقة المواد الناتجة لن تتغير بإضافة العامل المساعد فتبقى ثابتة، نحسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد من خلال القانون:

$$E_{a2}^* = H_C^* - H_P = 150 - 40 = 110 \text{ kJ}$$

نحسب الفرق أو مقدار الانخفاض في طاقة التنشيط بعد إضافة العامل المساعد

$$\Delta E = E_{a2} - E_{a2}^* = 170 - 110 = 60 \text{ kJ}$$

- طاقة المواد الناتجة 40
- طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد 210
- طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد 110
- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد 140

عصير الكيمياء العضوية

- صناعة الصابون من أقدم الصناعات التي مارسها الإنسان
- يُصنع الصابون بتسخين الزيوت أو الدهون مع هيدروكسيد الصوديوم فتتفكك الإسترات المكونة لها
- منتجة أملاح الحموض الكربوكسيلية أو الدهنية التي تمثل الصابون [سندرس ذلك في تفاعل التصبن]
- تفاعلات المركبات العضوية كثيرة جداً ويتم تصنيفها إلى التفاعلات الرئيسية الآتية:
 - 1- الإضافة: في [الألكينات، الألكاينات، الألددهايدات، الكيتونات]
 - 2- الحذف: من [هاليدات الألكيل، الكحولات]
 - 3- الاستبدال: في [الألكانات، هاليدات الألكيل، الكحولات، الحموض الكربوكسيلية]
 - 4- التأكسد والاختزال: التأكسد في [الكحولات، الألددهايدات]
 - الاختزال في [الألكينات والألكاينات، الألددهايدات والكيتونات، الحموض الكربوكسيلية]
- نلخص تفاعلات كل عائلة كالتالي، [لا تحفظه إلا بعد فهم تفاعلات كل عائلة]:**
 - 1- الألكانات: استبدال
 - 2- الألكينات والألكاينات: إضافة، اختزال
 - 3- هاليدات الألكيل: حذف، استبدال
 - 4- الكحولات: حذف، استبدال، تأكسد
 - 5- الألددهايدات: إضافة، اختزال، تأكسد
 - 6- الكيتونات: إضافة، اختزال
 - 7- الحموض الكربوكسيلية: استبدال، اختزال

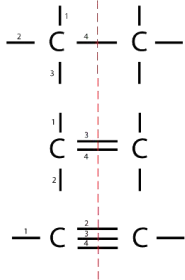
سبب تصنيف تفاعلات المركبات العضوية

- 1- لتسهيل دراسة تلك التفاعلات الكيميائية
 - 2- لمعرفة كيفية طرق حدوثها والظروف التي تحدث فيها
 - 3- لتوقع نواتجها العضوية وتوظيفها في تحضير مركبات جديدة وتصنيعها
- تظهر نواتج جديدة من التفاعلات المختلفة للمركبات العضوية لأن ذلك يعتمد على طبيعة المركب العضوي، وظروف التفاعل
 - يجري تصنيع كثير من المركبات العضوية في المختبرات بطرق مختلفة، لاستكشاف طرق جديدة أقل كلفة على المستوى الاقتصادي ودون إنتاج مواد غير مرغوبة

تأسيس العضوية

- المركبات العضوية هي مركبات الكربون؛ أي أنها تحوي الكربون كعنصر أساسي في تركيبها الكيميائي، ويستثنى منها أكاسيد الكربون CO، CO₂ والكربيدات CaC₂ والكربونات CaCO₃ فنقول عنها مركبات غير عضوية ولو في تركيبها الكربون

- للكربون ميزة فريدة وهي قدرته على إنشاء أربع روابط تساهمية، منها الأحادي، الثنائي، الثلاثي، مع نفسه أو غيره وبالتالي يكون سلاسل مفتوحة ومغلقة، بسيطة ومعقدة، والمطلوب منا السلاسل المفتوحة سواء مستمرة أو متفرعة



- للمركبات العضوية نظام تسمية عالمي IUPAC

- تُقسم المركبات العضوية إلى نوعين:

- 1- المركبات الهيدروكربونية: فيها C-H فقط، وتُقسم إلى أليفاتية وأروماتية، الأروماتية غير مطلوبة منا

الأليفاتية تنقسم حسب الروابط بين ذرات الكربون إلى:

أ- مشبعة [روابط أحادية نوع سيجما "القوية"] σ

ب- غير مشبعة [وجود روابط ثنائية أو ثلاثية] π و σ

وهي على الترتيب: الألكانات C-C - الألكينات C=C - الألكينات C≡C

الرابطة الثنائية فيها رابطة سيجما ورابطة باي، الثلاثية: واحدة سيجما، اثنتان باي

سيجما قوية أما باي ضعيفة وقابلة للكسر، لذا تعتبر الهيدروكربونات غير المشبعة (الألكينات والألكينات) أنشط من المشبعة (الألكانات)

- 2- مشتقات المركبات الهيدروكربونية: بالإضافة إلى C-H توجد عناصر أخرى كالأكسجين والنيتروجين

والهالوجينات والـخ، ونعتبرها مجموعة وظيفية أي أنها مركز النشاط الكيميائي في المركب، من تلك المركبات:

هاليدات الألكيل، الكحولات، الإثيرات، الأمينات (غير مطلوبة منا)، الأليدهايدات، الكيتونات، الحموض الكربوكسيلية، والإسترات

- نكتب المركب العضوي بالصيغة الجزيئية، أو البنائية المختصرة أو المفصلة

- تذكر كل ذرة كربون تكون أربع روابط، والهالوجين: رابطة، والأكسجين: رابطتين

ميث	إيث	بروب	بيوت	بنت	هكس	هبت	أوكت	نون	ديك
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية	اسم الألكيل
CH ₃ -	CH ₃ -	ميثيل Methyl
C ₂ H ₅ -	CH ₃ CH ₂ -	إيثيل Ethyl
C ₃ H ₇ -	CH ₃ CH ₂ CH ₂ -	بروبيل Propyl

نوع المركب العضوي	الصيغة العامة للمركب	اسم المجموعة الوظيفية	التسمية على وزن	مثال
الألكينات	$C=C$	رابطة ثنائية	ألكين	إيثين C_2H_4
الألكاينات	$C\equiv C$	رابطة ثلاثية	ألكاين	إيثاين C_2H_2
هاليدات الألكيل	$R-X$	هالوجين	هالو ألكان	كلوروميثان CH_3Cl
الكحولات	$R-\ddot{O}-H$	هيدروكسيل	R-OH ألكانول	إيثانول CH_3CH_2OH
الإثيرات	$R-\ddot{O}-R'$	إيثر [ذرة الأكسجين في الوسط]	R-O-R شائعة: ألكيل إيثر	ثنائي إيثيل إيثر $(C_2H_5)_2O$
الألديهايدات	$R-\overset{\text{:O:}}{\parallel}{C}-H$	كربونيل [طرفية مع H]	R-CHO ألكانال	إيثانال CH_3CHO
الكيتونات	$R-\overset{\text{:O:}}{\parallel}{C}-R'$	كربونيل [وسيطية]	R-CO-R ألكانون	بيوتانون $CH_3COCH_2CH_3$
الحموض الكربوكسيلية	$R-\overset{\text{:O:}}{\parallel}{C}-\ddot{O}-H$	كربوكسيل من كربونيل + هيدروكسيل	R-COOH حمض ألكانويك	حمض الإيثانويك CH_3COOH
الإسترات	$R-\overset{\text{:O:}}{\parallel}{C}-\ddot{O}-R'$	إستر من كربونيل + أكسجين	R-COO-R ألكانات الألكيل	إيثانات الإيثيل $CH_3CO_2CH_2CH_3$

التعريفات

- تفاعل الإضافة:** تفاعل بين جزيئين لتكوين جزيء واحد جديد، ويتضمن ذلك أن يحتوي أحد الجزيئين المتفاعلين الرابطة الثنائية أو الثلاثية
- تفاعل الحذف:** هو حذف جزيء هاليد الهيدروجين من هاليد الألكيل بالتسخين مع قاعدة قوية، وحذف جزيء الماء من الكحول بالتسخين مع حمض الكبريتيك أو حمض الفسفوريك المركز، فينتج عن كلا الحالتين الألكين المقابل
- نيوكليوفيل:** جزيء متعادل مثل NH_3 أو أيون سالب مثل RO^- أو OH^- يمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة وينجذب للطرف الموجب للرابطة القطبية ويرتبط معه. ويوصف بأنه محب للشحنة الموجبة

- أيضاً الرابطة الثنائية تعتبر نيوكليوفيل لكثافتها الإلكترونية العالية
- **إلكتروفيل:** الأطراف الموجبة للجزيئات وهي أطراف محبة للإلكترونات تنجذب إلى منطقة الكثافة الإلكترونية السالبة وذلك لحاجتها إلى زوج إلكترونات
- **إضافة إلكتروفيلية:** انجذاب الإلكترونات الرابطة π من الرابطة الثنائية في الألكين أو الطرف السالب في مجموعة الكربونيل في الألددهايد أو الكيتون
- **إضافة نيوكليوفيلية:** انجذاب النيوكليوفيل إلى ذرة الكربون الموجبة في مجموعة الكربونيل في الألددهايد أو الكيتون
- **قاعدة ماركوفنيكوف Markovnikov's Rule:** عند إضافة هاليد الهيدروجين HX أو جزيء الماء إلى ألكين غير متماثل فإن ذرة الهيدروجين ترتبط بذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين
- **تفاعل الاستبدال:** تفاعل محل فيه ذرة أو مجموعة ذرات محل ذرة أو مجموعة ذرات أخرى في المركب العضوي
- **جذر حر:** ذرة أو مجموعة ذرات تمتلك إلكترونات منفرداً مما يجعله شديد النشاط
- **استبدال نيوكليوفيلي:** تفاعل يرتبط فيه النيوكليوفيل الذي يمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة مع ذرة الكربون التي تحمل شحنة جزئية موجبة في المركب العضوي، بحيث يحل محل ذرة أو مجموعة ذرات فيه
- **تفاعل الأسترة:** تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الكحولات بوجود عامل مساعد مثل حمض الكبريتيك المركز لتكوين الإسترات
- **التصبن:** تفاعل تفكك الإستر عند تسخينه مع محلول قاعدة قوية مثل NaOH منتجاً الكحول وملح الحمض الكربوكسيلي
- **عملية التكسير:** عملية كيميائية يجري فيها تكسير مركبات الهيدروكربون ذات السلاسل الطويلة إلى مركبات ذات سلاسل أصغر

عصير المادة المقالية

- يمكن إجراء تجارب مخبرية مختلفة للكشف عن نوع المجموعة الوظيفية في المركب

مثال من التجربة الاستهلاكية:

- بيرمنغنات البوتاسيوم تفاعل مع الألكين (1-هكسين) فاختمى لون البيرمنغنات البنفسجي نتيجة التفاعل وظهر راسب بني أحمر وهذا تفاعل تأكسد كشف عن الرابطة الثنائية في الألكين
- كشف عن هالوجين الكلور في هاليد الألكيل باستخدام نترات الفضة فينتج راسب أبيض كلوريد الفضة AgCl ونوع التفاعل استبدال

المركب	المجموعة الوظيفية	الملاحظة
1- هكسين	الرابطة الثنائية	راسب بني محمر
1- كلورو بيوتان	الكلور "الهالوجين"	راسب أبيض

- المجموعة الوظيفية: هي ذرة أو مجموعة ذرات في المركب العضوي تكون مسؤولة عن خصائص المركب ونشاطه الكيميائي

- تفاعلات المركبات العضوية كثيرة جدا وتم تصنيفها لتسهيل دراستها إلى الآتي:
1- الإضافة 2- الحذف 3- الاستبدال 4- التأكسد والاختزال

يَشْتَهَر بتفاعل الإضافة نوع معين من المركبات العضوية وهي: غير المشبعة كالألكينات والألكينات، ومركبات الكربونيل من الألددهيدات والكيوتونات: لأن تفاعل الإضافة يعتمد على طبيعة الروابطة في المركب، فالمركبات العضوية غير المشبعة كالألكين والألكين تحوي رابطة ثنائية أو ثلاثية بين ذرتي كربون، أيضاً مركبات الكربونيل من الألددهيدات والكيوتونات تحوي رابطة ثنائية قطبية بين الكربون والأكسجين، فالرابطة الثنائية أو الثلاثية تتكون من نوعين من الروابط هما سيجمما القوية σ وباي الضعيفة π قابلة للكسر بشكل أسهل بكثير من سيجمما، فتعد المركبات العضوية التي تحوي رابطة باي نشطة كيميائياً ومشهورة بتفاعل الإضافة

- تفاعل الإضافة:** هو تفاعل بين جزيئين لتكوين جزيء واحد جديد، ويتضمن ذلك أن يحتوي أحد الجزيئين المتفاعلين الرابطة الثنائية أو الثلاثية
- في تفاعل الإضافة:** يتحول المركب العضوي غير المشبع إلى مركب مشبع، أي أن الروابط بين ذرات الكربون كلها أحادية من نوع سيجمما القوية

تفاعل الإضافة في الألكين: يُضاف جزيء إلى ذرتي كربون الرابطة الثنائية الموجودة في الألكين، فتنكسر رابطة π الضعيفة، ويتكوّن منها رابطتان من النوع σ الأقوى من باي



فالرابطة الثنائية والأيونات السالبة X^- , OH^- تُسمى نيوكليوفيلات [محببة للشحنة الموجبة] والأطراف الموجبة للجزيئات H^+ تُسمى إلكتروفيلات [محببة للشحنة السالبة "الإلكترون"]

مقارنة بين النيوكليوفيل والإلكتروفيل

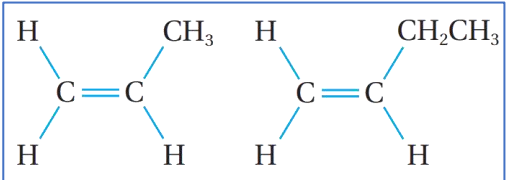
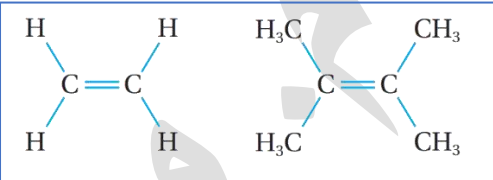
إلكتروفيلات	نيوكليوفيلات
1- الأطراف الموجبة للجزيئات مثل H^+	1- جزيء متعادل مثل NH_3 أو رابطة ثنائية أو أيون سالب مثل RO^- أو OH^- يمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة
2- تنجذب إلى منطقة الكثافة الإلكترونية السالبة لحاجتها إلى زوج إلكترونات	2- ينجذب للطرف الموجب للرابطة القطبية ويرتبط معها
3- توصف أنها محبة للإلكترونات	3- يوصف أنه محب للشحنة الموجبة

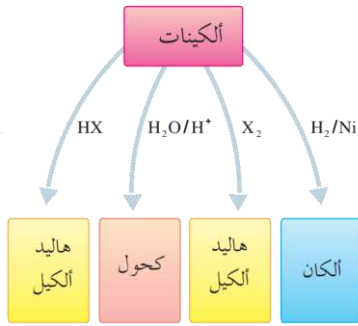
طبيعة الجزيئات المضافة إلى الألكينات في تفاعل الإضافة:

- 1- غير قطبي، مثل: الهيدروجين H_2 و الهالوجينات X_2
- 2- قطبي، مثل: الماء H_2O وهاليد الهيدروجين HX

تميز نوعه قطبي أو غير قطبي سيكون مؤثراً على تفاعل الإضافة في حال كان الألكين متماثل أو غير متماثل الشكل حول الرابطة الثنائية فالجزيئات غير القطبية لا يؤثر عليها عدم تماثل الألكين، بينما القطبية تتأثر

مقارنة بين الألكين المتماثل وغير المتماثل

الألكين غير المتماثل	الألكين المتماثل
الذرات أو المجموعات المرتبطة بذرتي كربون الرابطة الثنائية غير متماثلة	الذرات أو المجموعات المرتبطة بذرتي كربون الرابطة الثنائية متماثلة
 <p>بروبين 1-بيوتين</p>	 <p>إيثين 2، 3-ثنائي ميثيل -2-بيوتين</p>



تفاعلات الإضافة في الألكينات أربعة:

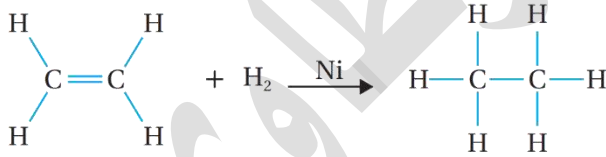
- 1- إضافة الهيدروجين H₂ (الهدرجة) / اختزال بوجود ع. مساعد
- 2- إضافة هاليد الهيدروجين HCl, HBr, HI
- 3- إضافة الماء H₂O بوجود وسط حمضي
- 4- إضافة الهالوجين Br₂, Cl₂ ، البروم مذاباً في CH₂Cl₂

يُسمى تفاعل إضافة الهيدروجين بالإضافة، أو الاختزال لأن فيه إضافة H₂ أو نسيمه الهدرجة

يتحول المركب غير المشبع إلى مشبع، سواء الألكين متماثل أو غير ذلك

تحدث الإضافة على طرفي الرابطة الثنائية بعد

كسر رابطة باي وتكوّن رابطة سيجما

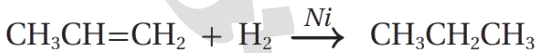


ظروف التفاعل:

المادة المضافة: غاز الهيدروجين H₂

عامل مساعد: النيكل Ni أو البلاتين Pt لإضعاف الرابطة في H₂

درجة الحرارة: مناسبة



الناتج العضوي من هذا التفاعل: الألكان

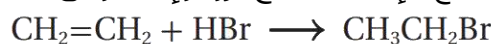
مثال(1): تحول الإيثين إلى إيثان، مثال(2): تحول البروبين إلى بروبان

عملية إضافة هاليد الهيدروجين إلى الألكين تختلف في الألكين المتماثل عن غير المتماثل لأنه قطبي

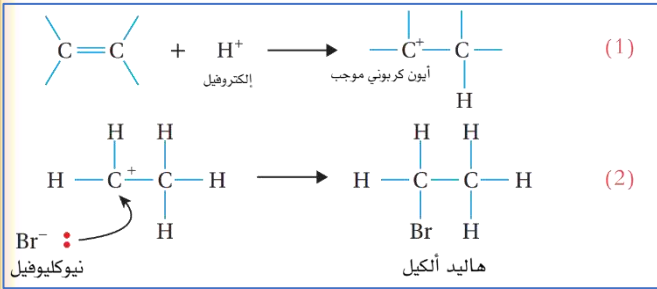
فالمادة المضافة: هاليد الهيدروجين HCl, HBr, HI

والناتج العضوي من هذا التفاعل: هاليد الألكيل

مثال: يتفاعل بروميد الهيدروجين مع الإيثين فينتج بروموايثان وفق المعادلة



ميكانيكية تفاعل "إضافة هاليد هيدروجين إلى ألكين متماثل":



الجدول (1): أنواع الأيون الكربوني.

نوع الأيون الكربوني	الصيغة البنائية
الأيون الكربوني الأولي	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C}^+ - \text{H} \\ \\ \text{R} \end{array}$
الأيون الكربوني الثانوي	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C}^+ - \text{R} \\ \\ \text{R} \end{array}$
الأيون الكربوني الثالثي	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{C}^+ - \text{R} \\ \\ \text{R} \end{array}$

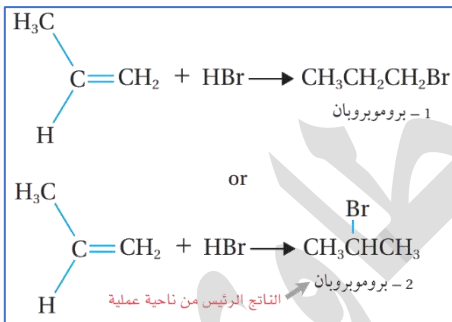
يتكوّن أيون كربوني موجب، يتبع ذلك ارتباط النيوكليوفيل Br^- بالأيون الكربوني الموجب فتتكوّن الرابطة $\text{C} - \text{Br}$

أنواع الأيون الكربوني:

- 1- أيون كربوني أولي 1° : مرتبط بمجموعة ألكيل R واحدة (الأقل ثباتاً)
- 2- أيون كربوني ثانوي 2° : مرتبط بمجموعتي ألكيل
- 3- أيون كربوني ثالثي 3° : مرتبط بثلاث مجموعات ألكيل (الأكثر ثباتاً)



مثال: إضافة في الألكين غير المتماثل [احتمال تكوّن ناتجين، نختار الأكثر ثباتاً]:



يتفاعل بروميد الهيدروجين HBr مع البروبين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$.

فيُحتمل تكوّن ناتجين: 1- بروموبروبان

أو 2- بروموبروبان حسب المعادلات

لكن الذي وُجد عملياً كنتاج رئيس هو:

2- بروموبروبان وتفسير ذلك عن طريق قاعدة ماركوفنيكوف

قاعدة ماركوفنيكوف:

عند إضافة هاليد هيدروجين HX إلى ألكين غير متماثل فإن ذرة

الهيدروجين ترتبط بذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين

عند تطبيق ماركوفنيكوف تذكر: "الغني يزداد غني"

ميكانيكية تفاعل "إضافة هاليد هيدروجين إلى ألكين غير متماثل"

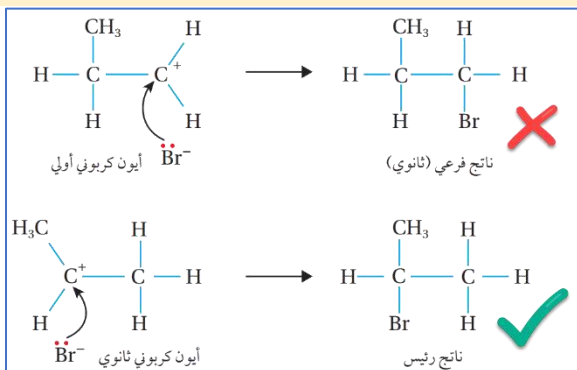
غير متماثل

تُعَد إضافة إلكتروفيلية، ينجذب الإلكتروفيل H^+ من

جزء هاليد هيدروجين نحو ذرة كربون الرابطة

الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين،

فيتكوّن أيون كربوني ثانوي (الأكثر استقراراً وثباتاً)



يتبع ذلك ارتباط النيوكليوفيل Br^- بأيون الكربوني الثانوي لتكوين الناتج الرئيس، بينما في الاحتمال الأول سيكون ارتباط أيون البروميد مع أيون كربوني أولي (ناتج فرعي أقل استقراراً وثباتاً)

لا تكون أيون كربوني ثالثي في تفاعل بروميد الهيدروجين مع البروبين: لأن ذرة الكربون التي تحمل الشحنة الموجبة في المركب الناتج لا تحقق الارتباط مع ثلاثة مجموعات ألكيل وبهذا لا يتحقق شرط تكوين أيون كربوني ثالثي

بما أن الماء جزيء قطبي فإن عملية إضافة كل طرف منه إلى الألكين تختلف في الألكين المتماثل عن غير المتماثل، نطبق قاعدة ماركوفنيكوف

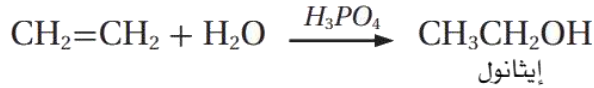
ظروف تفاعل إضافة الماء إلى الألكين:


المادة المضافة: الماء أو بخار الماء H_2O

عامل مساعد: حمض الكبريتيك H_2SO_4 أو حمض الفسفوريك H_3PO_4

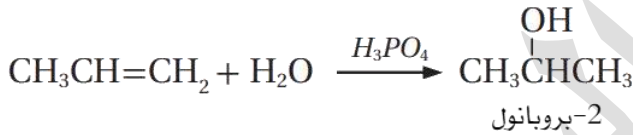
درجة الحرارة والضغط: مناسبان


الناتج العضوي من هذا التفاعل: الكحول



مثال: يتفاعل بخار الماء مع الإيثين $CH_2=CH_2$: 

إضافة بدون تمييز لأنه متماثل



مثال: يتفاعل البروبين $CH_3CH=CH_2$ مع 

الماء في وسط حمضي، نطبق قاعدة

ماركوفنيكوف

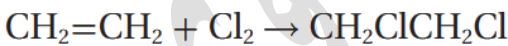
ظروف تفاعل إضافة الهالوجين إلى الألكين


المادة المضافة: هالوجين مثل: Cl_2 أو Br_2

عامل مساعد مناسب حسب الهالوجين، فالبروم مذاب في ثنائي كلوروميثان CH_2Cl_2

درجة الحرارة: درجة حرارة الغرفة


الناتج العضوي من هذا التفاعل: ثنائي هاليد الألكيل



مثال: يتفاعل الإيثين مع غاز الكلور مكوناً 1,2-ثنائي 

كلوروايثان



مثال: يتفاعل الإيثين مع البروم المذاب في 

CH_2Cl_2 مكوناً 1,2-ثنائي برومو إيثان

ميكانيكية "إضافة هالوجين إلى الألكين": الرابطة

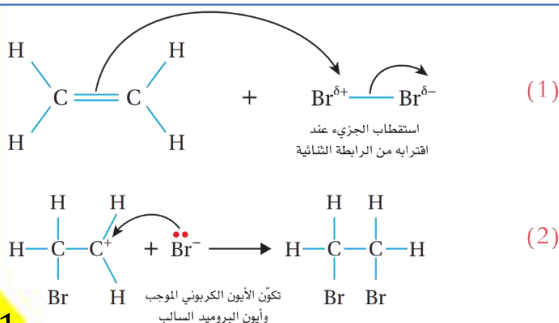
الثنائية ذات كثافة إلكترونية عالية سالبة الشحنة

تسبب استقطاب جزيء الهالوجين القريب منها،

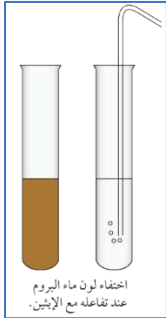
فتظهر على إحدى ذرتي الجزيء شحنة جزئية موجبة،

وتظهر على الذرة الأخرى شحنة جزئية سالبة، ثم

يحدث تجاذب بين الشحنة السالبة للرابطة $C=C$ وذرة



البروم ذات الشحنة الجزئية الموجبة، فتتكسر الرابطة π وينتج أيون كربوني موجب وأيون بروميد سالب، فينجذب أيون البروميد السالب إلى ذرة الكربون الموجبة في الأيون الكربوني مكوناً الرابطة $C - Br$



■ **تمييز مخبرياً بين الهيدروكربون المشبع وغير المشبع، أو كيف نكشف عن وجود رابطة ثنائية أو ثلاثية بين ذرات الكربون:**

باستعمال محلول البروم المائي (ماء البروم) ذو اللون البرتقالي المصفر فيكشف الكشف عن وجود رابطة ثنائية (ألكين) أو ثلاثية (ألكاين) في السلسلة الكربونية، يختفي لون محلول البروم عند إضافته إلى الهيدروكربون غير المشبع

مثال: تُضخ فقاعات غاز الإيثان عبر محلول البروم فيختفي لون محلول البروم، أما عند

إضافة غاز الإيثان إلى محلول البروم فإن اللون لا يتغير وهذا يشير إلى عدم حدوث تفاعل

☀ **تذكر التجربة الاستهلاكية:** أيضاً للتمييز المخبري بين الألكان والألكين، نستخدم تأكسد الألكين بواسطة برمنغنات البوتاسيوم البنفسجي، تغير اللون وظهور راسب بني محمر دليل أنه ألكين وليس ألكان

■ **الإضافة في الألكاين:** يُضاف جزيئين من الهيدروجين أو الهالوجين أو هاليد الهيدروجين إلى ذرتي كربون

الرابطة الثلاثية الموجودة في الألكاين، تنكسر رابطتي π الضعيفة، ويتكوّن

بدلاً منها أربعة روابط من النوع σ الأقوى

■ تفاعلات إضافة في الألكاينات:

1- إضافة الهيدروجين H_2 (الهدرجة) / اختزال

2- إضافة هاليد الهيدروجين HCl, HBr, HI

3- إضافة الهالوجين Br_2, Cl_2

■ يُسمى هذا التفاعل بالإضافة، أو الاختزال لأن فيه إضافة H_2 أو نسيمه الهدرجة

■ **ظروف إضافة الهيدروجين إلى ألكاين:** كمية وافرة من غاز الهيدروجين H_2 بوجود مساعد: Ni أو Pt

■ **النتائج العضوية من هذا التفاعل:** ألكان.... فإن لم تكن كمية الهيدروجين وافرة (2 مول) فالنتائج ألكين

مثال(1): تحول الإيثان إلى إيثان، مثال(2): تحول 1-بيوتان إلى بيوتان



■ **نستخدم جزيئين من الهيدروجين في**

التفاعل: بسبب وجود رابطتين ضعيفتين



من النوع π في جزيء الألكاين وكل رابطة

تحتاج إلى جزيء واحد من H_2 لكسرها

وتكوين رابطتي σ القوية وبالتالي يلزم 2 مول من الهيدروجين لكسر رابطتي π

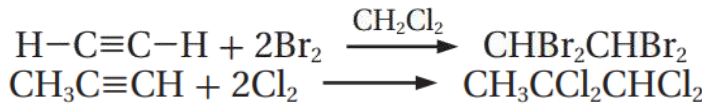
■ **ظروف إضافة الهالوجين إلى ألكين:**

كمية وافرة من الهالوجين مثل: Cl_2 أو Br_2

عامل مساعد مناسب حسب الهالوجين، فالبروم مذاب في ثنائي كلوروميثان CH_2Cl_2

■ **النتائج العضوية من هذا التفاعل:** رباعي هاليد الألكيل

مثال: يتفاعل الإيثانين مع البروم المذاب في ثنائي كلوروميثان CH_2Cl_2 مكوناً 1,1,2,2- رباعي بروموايثان



مثال: يتفاعل البروباين مع جزيئين من الكلور مكوناً 1,1,2,2- رباعي كلوروبروبان

هاليد الهيدروجين جزئي قطبي لذا تطبق قاعدة ماركوفنيكوف عند إضافته إلى الألكاين غير المتماثل ونضيف ذرتا الهيدروجين إلى ذرة كربون الرابطة الثلاثية المرتبطة بعدد أكبر من الهيدروجين

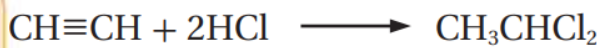
ظروف إضافة هاليد الهيدروجين إلى ألكاين: جزيئات من هاليد الهيدروجين HCl, HBr, HI

النتيجة العضوية من هذا التفاعل: ثنائي هاليد الألكيل

مثال: يتفاعل جزيئات من بروميد الهيدروجين HBr مع البروباين $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH}$ فينتج 2,2-ثنائي بروموبروبان



بروموبروبان



مثال: يتفاعل جزيئات من كلوريد الهيدروجين HCl مع الإيثانين $\text{CH}\equiv\text{CH}$ فينتج 1,1-ثنائي كلوروايثان

يحتوي كل من الألددهايد والكيون على مجموعة الكربونيل القطبية التي تحوي رابطة ثنائية بين الكربون والأكسجين "الرابطة الضعيفة π " وبالتالي تتفاعل الألددهايدات والكيونات بالإضافة تفاعلات الإضافة في الألددهايد والكيون ينتج منها كحول في النهاية:

1- إضافة الهيدروجين H_2 (الهدرجة) / اختزال

[عدد ذرات الكربون في الكحول مساوية لعدد ذرات الكربون في الكربونيل]

2- إضافة مركب غرينارد $\text{R}-\text{MgX}$

[عدد ذرات الكربون في الكحول أكبر من عدد ذرات الكربون في الكربونيل]

طريقة تحضير مركب غرينارد $\text{R}-\text{MgX}$: من تفاعل هاليد الألكيل $\text{R}-\text{X}$ مع فلز المغنيسيوم Mg بوجود الإيثر الجاف Et



الإيثر الجاف Et



مثال: ينتج مركب ميثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3MgCl من تفاعل كلوريد الميثيل CH_3Cl مع فلز المغنيسيوم Mg بوجود الإيثر الجاف

مثال: ينتج مركب إيثيل بروميد المغنيسيوم $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgBr}$ من تفاعل بروميد الإيثيل $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ مع فلز المغنيسيوم Mg بوجود الإيثر الجاف



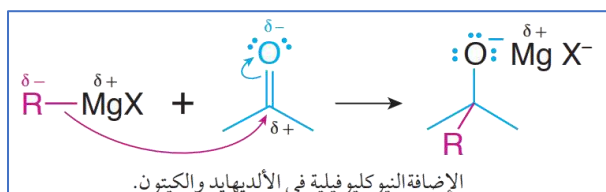
بوجود الإيثر الجاف

مثال: ينتج مركب إيثيل بروميد المغنيسيوم $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgBr}$ من تفاعل بروميد الإيثيل $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ مع فلز المغنيسيوم Mg بوجود الإيثر الجاف

ميكانيكية تفاعل إضافة مركب غرينارد إلى مركب الكربونيل "الألددهايد أو الكيون"

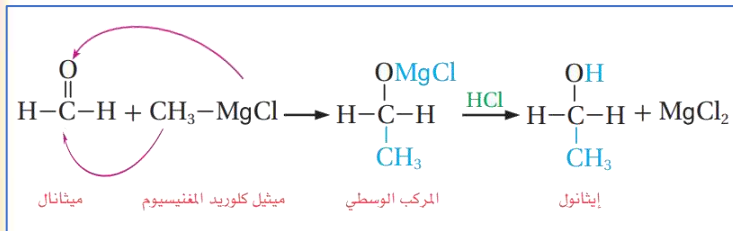
1- في مركب غرينارد يظهر على المغنيسيوم شحنة جزئية موجبة لأن المغنيسيوم كفلز هو الأقل كهروسالبية من ذرة كربون مجموعة الألكيل R المرتبطة بها

1- في مركب غرينارد يظهر على المغنيسيوم شحنة جزئية موجبة لأن المغنيسيوم كفلز هو الأقل كهروسالبية من ذرة كربون مجموعة الألكيل R المرتبطة بها



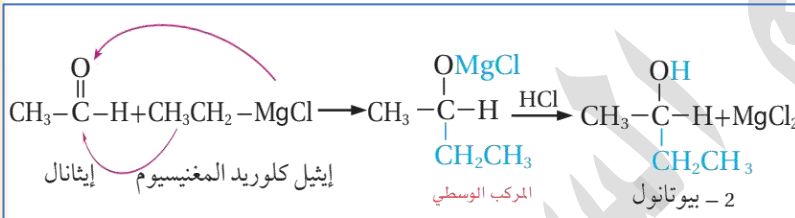
- 2- تُعتبر ذرة الكربون في R نيوكليوفيل يبدأ التفاعل مع مجموعة الكربونيل، فينجذب النيوكليوفيل نحو ذرة كربون الكربونيل
- 3- يرتبط الإلكتروليت MgX مع ذرة الأكسجين ذات الشحنة الجزئية السالبة
- 4- يتكوّن ناتج وسطي، يتم مفاعله مع حمض HCl أو HBr
- 5- تحل ذرة الهيدروجين من الحمض محل MgX في المركب الوسيط، وينتج الكحول
- 6- عدد ذرات الكربون في الكحول الناتج يساوي مجموعة عدد ذرات كربون المادتين المتفاعلتين من مركب الكربونيل ومركب غرينارد

▪ **سُميت بالإضافة النيوكليوفيلية:** لانجذاب النيوكليوفيل إلى ذرة الكربون الموجبة في مجموعة الكربونيل في الألددهايد أو الكيتون (النيوكليوفيل يبدأ التفاعل)



مثال: يتفاعل الميثانال HCHO مع ميثيل

كلوريد المغنيسيوم CH_3MgCl بوجود حمض HCl فينتج كحول الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$



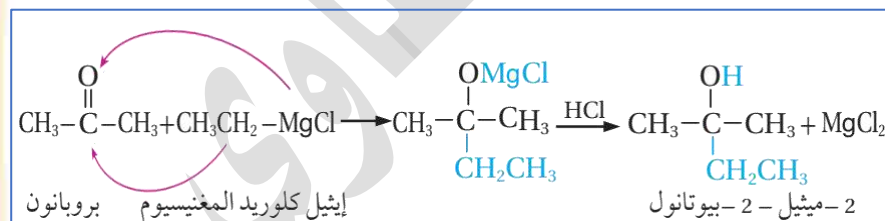
مثال: يتفاعل الإيثانال CH_3CHO مع

إيثيل كلوريد المغنيسيوم $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl}$ بوجود حمض HCl فينتج كحول 2-بيوتانول $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$

مجموع الكربون في الكحول الناتج يساوي

4 وهو مجموع الكربون في الإيثانال ومركب غرينارد

مثال: يتفاعل البروبانون CH_3COCH_3 مع إيثيل كلوريد المغنيسيوم $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl}$ بوجود حمض HCl



فينتج كحول 2-ميثيل - 2-

بيوتانول

مجموع الكربون في الكحول الناتج

يساوي 5 وهو مجموع الكربون في

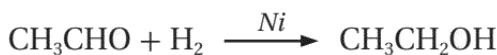
البروبانون وغرينارد

يُسمى إضافة الهيدروجين إلى كربونيل بالإضافة، أو الاختزال لأن فيه إضافة H_2 أو نسميه الهدرجة

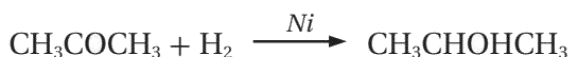
ظروف هذا التفاعل: المادة المضافة: غاز الهيدروجين H_2 بوجود عامل مساعد: Ni أو Pt

الناتج العضوي من هذا التفاعل: الكحول

مثال: يتفاعل الإيثانال CH_3CHO مع غاز الهيدروجين مكوناً



الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

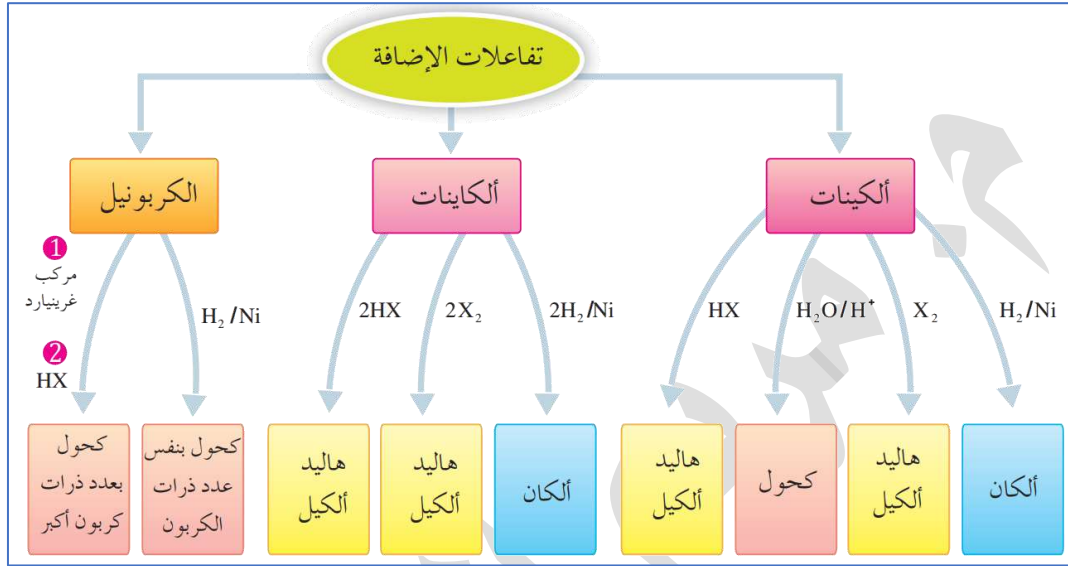


مثال: يتفاعل البروبانون مع غاز الهيدروجين مكوناً 2-

بروبانول $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$

مثال: أكتب الصيغة البنائية المحتملة لمركبي غرينارد والألديهيد اللازمين لتكوين مركب 3-بنتانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$

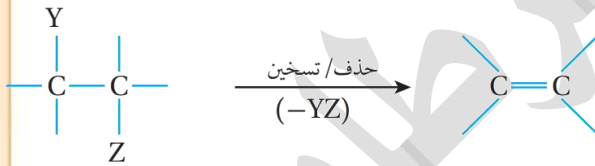
بما أن الهيدروكسيل على الموضع الثالث فمعنى ذلك أن الكربونيل كانت في ذلك الموضع إذًا الألديهيد يتكوّن من 3 ذرات كربون $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ ، أما غرينارد من ذرتين $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl}$ هذه المسألة ستكون سهلة جدا بعد تعلّمك لأنواع الكحول وكيف تحضّرها بإضافة غرينارد



تفاعل الحذف معاكس لتفاعل الإضافة في حالتين درسناهما:

1- عند إضافة هاليد الهيدروجين HX إلى الألكين فيتكوّن هاليد الألكيل R-X

نعكس هذا التفاعل مع تسخين و مادة مساعدة على الحذف: نحذف هاليد الهيدروجين من هاليد الألكيل فينتج الألكين



2- عند إضافة الماء H_2O إلى الألكين فيتكوّن كحول R-OH

نعكس هذا التفاعل مع تسخين ومادة مساعدة

على الحذف: نحذف الماء من الكحول فينتج الألكين

أصناف هاليدات الألكيل: حسب عدد مجموعات الألكيل المرتبطة بذرة الكربون المتصلة بذرة الهالوجين:

هاليد ألكيل ثالثي 3°	هاليد ألكيل ثانوي 2°	هاليد ألكيل أولي 1°	نوع هاليد الألكيل
$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}' - \text{C} - \text{X} \\ \\ \text{R}'' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}' - \text{C} - \text{X} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{X} \\ \\ \text{H} \end{array}$	الصيغة العامة
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{Br} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CHCH}_3 \\ \\ \text{Br} \end{array}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$	مثال

مهم: تفاعل الحذف يكون من هاليد الألكيل الثانوي والثالثي بشكل رئيس، أما هاليد الألكيل الأولي فهو يتفاعل بالاستبدال بشكل رئيس

ظروف تفاعل الحذف من هاليد الألكيل الثانوي أو الثالثي

المادة المتفاعلة: محلول مركز من قاعدة قوية مذابة في الإيثانول، مثل NaOH كحولي أو KOH كحولي
درجة الحرارة: Δ تسخين

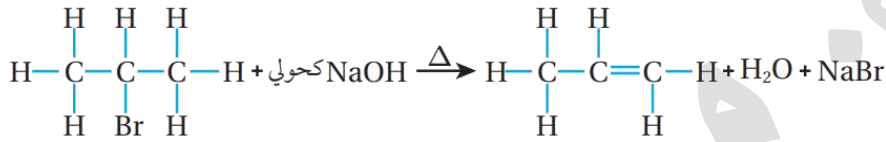
الناتج العضوي والناتج غير العضوي من تفاعل الحذف:

ناتج عضوي: ألكين

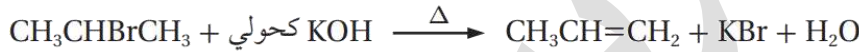
ناتج غير عضوي: ماء H_2O وملح NaX أو KX حسب القاعدة القوية المستخدمة

مثال: عند تسخين 2-بروموبروبان $CH_3CHBrCH_3$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم الكحولي NaOH

يتكون المركب العضوي بروبين $CH_3CH=CH_2$



أو نسخه مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم الكحولي:



عند تطبيق الحذف تذكر: الفقير يزداد فقراً

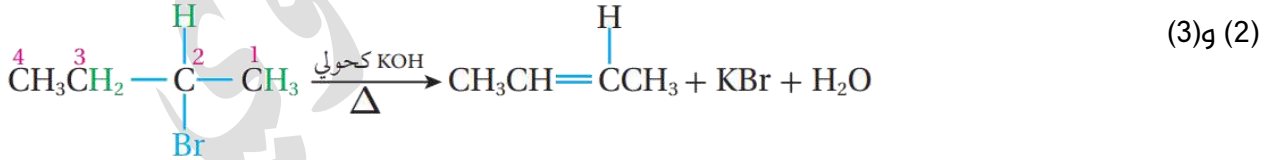
كيفية حذف جزيء هاليد الهيدروجين:

- 1- إذا كان عدد ذرات الكربون في هاليد الألكيل 2 أو 3 نحذف من ذرتي كربون بدون تمييز
- 2- إذا زاد عدد ذرات الكربون عن 3 ذرات، فإننا ننظر إلى مكان ذرة الكربون المرتبطة بالهالوجين ونبحث عن الكربون المجاور لها المرتبط بأكبر عدد من الألكيل R أي التي معها أقل عدد من الهيدروجين، والسبب: لأن الرابطة الثنائية المتكونة ستكون أكثر ثباتاً في تلك الحالة

مثال: عند تسخين 2-بروموبوتان $CH_3CHBrCH_2CH_3$ مع هيدروكسيد البوتاسيوم الكحولي ممكن ينتج:

1- بيوتين $CH_2=CHCH_2CH_3$

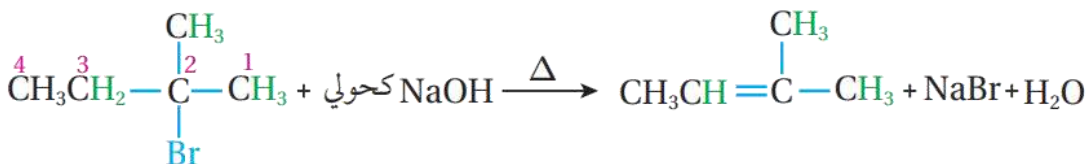
2- بيوتين $CH_3CH=CHCH_3$ ووُجد أن هذا هو الناتج الرئيس لأن الرابطة الثنائية أكثر ثباتاً بين كربون



مثال: عند تسخين 2-ميثيل-2-بروموبوتان مع هيدروكسيد الصوديوم الكحولي فإن الناتج الرئيس

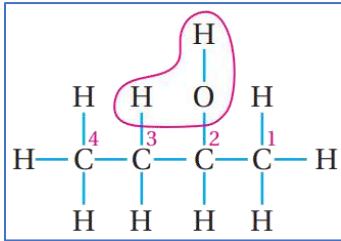
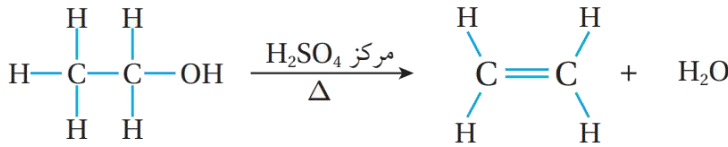
2-ميثيل-2-بيوتين وليس 2-ميثيل-1-بيوتين

لأن الرابطة الثنائية أكثر ثباتاً بين كربون (2) و (3)

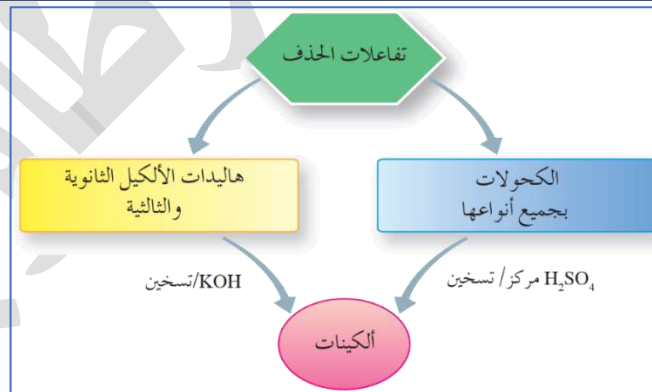
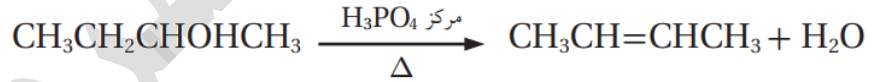


- تفاعل الحذف من الكحول يشمل جميع أنواعه
- ظروف هذا التفاعل: المادة المتفاعلة: محلول مركز من الحمض H_2SO_4 أو H_3PO_4 درجة الحرارة: Δ تسخين
- الناتج العضوي والناتج غير العضوي من تفاعل الحذف: ناتج عضوي: ألكين ناتج غير عضوي: ماء H_2O
- كيفية الحصول على الألكين من تفاعل الحذف من الكحول: عند تسخين الكحول مع محلول مركز من حمض الكبريتيك أو الفسفوريك، يتم نزع جزيء الماء H_2O من ذرتي كربون متجاورتين حيث تنكسر الرابطة $C - OH$ مما يؤدي إلى نزع OH عن ذرة الكربون المرتبطة بها ونزع ذرة الهيدروجين H عن ذرة الكربون المجاورة فتتكون رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون المتجاورتين وينتج الألكين


مثال: عند تسخين الإيثانول CH_3CH_2OH مع محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 يتكون الإيثين $CH_2 = CH_2$



مثال: عند تسخين 2-بيوتانول $CH_3CHOHCH_2CH_3$ مع حمض الفسفوريك المركز ينتج 2-بيوتين $CH_3CH=CHCH_3$ كنتاج رئيس لأن الرابطة المتكونة بين ذرتي الكربون (2) و(3) هي الأكثر ثباتاً، أي أننا ننزع الهيدروجين من ذرة الكربون المرتبطة بأكبر عدد من الألكيل، وننزع الهيدروكسيل عن ذرة الكربون المرتبطة بها



- مقارنة بين تفاعلي الإضافة والحذف
- تفاعل الإضافة: "تُكسر الرابطة الثنائية أو الثلاثية"، بإضافة جزيء إلى الألكين فتُكسر من الرابطة الثنائية: الرابطة π الضعيفة وتتكون رابطتي σ القوية، أو بإضافة جزيئين إلى الألكاين فتكسر رابطتان من π وتتكون أربعة روابط من σ القوية
- تفاعل الحذف: "يُعاد فيه تكوين الرابطة الثنائية" حيث يُنزع جزيء ماء من الكحول فيتكون الألكين، أو يُنزع جزيء هاليد هيدروجين من هاليد الألكيل بشكله الثانوي أو الثالثي فيتكون الألكين

مثال:  مركب عضوي X صيغته C_2H_6O ، عند تسخينه مع محلول مركز من حمض H_2SO_4 نتج المركب

العضوي Y الذي يزيل لون ماء البروم، وعند تفاعل Y مع كلوريد الهيدروجين نتج المركب العضوي Z.

أستنتج صيغة المركبات العضوية المحتملة X, Y, Z

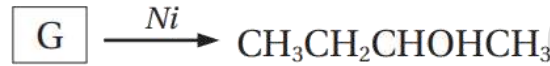
هذه صيغة الكحول وفيه ذرتان يعني إيثانول X

ومن خلال تسخينه مع الحمض المركز سينتج الكين "إيثين" يزيل لون ماء البروم Y

وإذا تفاعل الألكين مع HCl فسينتج هاليد ألكيل كلوروايثان Z

X	CH_3CH_2OH	Y	$CH_2 = CH_2$	Z	CH_3CH_2Cl
---	--------------	---	---------------	---	--------------

مثال:  أستنتج صيغة المركب المستخدم في التفاعل الآتي:



المركب الناتج كحول 2-بيوتانول، وهذا تفاعل إضافة تم استخدام النيكل، يعني المادة المضافة هي الهيدروجين، ومن المركبات التي تقبل إضافة H_2 وينتج منها كحول هي مركبات الكربونيل، ننظر إلى مكان

الكحول هو نفسه مكان الكربونيل فهذا كيتون: بيوتانون $CH_3CH_2COCH_3$

مثال:  أدرس الجدول الذي يضم المركبات العضوية الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه

CH_3CH_2Br	$CH_2=CH_2$	CH_3CH_3
$CH \equiv CH$	CH_3CHO	CH_3CH_2OH

- أكتب صيغة المركب الناتج من تفاعل الإيثين $CH_2 = CH_2$ مع بروميد الهيدروجين HBr
 CH_3CH_2Br
- أكتب صيغة المركب الناتج من تسخين الإيثانول CH_3CH_2OH مع حمض الفسفوريك H_3PO_4 المركز
 $CH_2 = CH_2$
- أكتب معادلة تفاعل الإيثانين $CH \equiv CH$ مع جزيئين من الهيدروجين بوجود النيكل Ni
 $CH \equiv CH + 2H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_3$
- ما صيغة المركب الناتج من تفاعل الإيثانال CH_3CHO مع الهيدروجين بوجود Ni
 CH_3CH_2OH
- أكتب صيغة المركب الناتج من تفاعل الميثانال HCHO مع ميثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3MgCl متبوعاً بإضافة حمض الهيدروكلوريك HCl
 CH_3CH_2OH

تفاعل الاستبدال: تفاعل محل ذرة أو مجموعة ذرات محل ذرة أو مجموعة ذرات أخرى في المركب العضوي

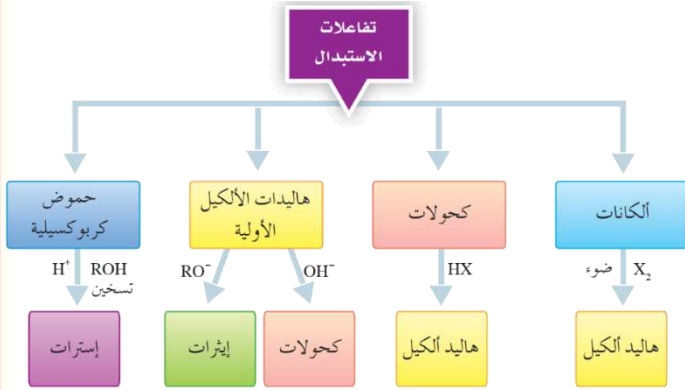
المركبات العضوية التي تتفاعل بالاستبدال:

1- الألكانات

2- هاليدات الألكيل "الأولي"

3- الكحولات

4- الحموض الكربوكسيلية



تفاعل هلجنة الألكانات: هو تفاعل استبدال

حيث محل ذرة هالوجين أو أكثر محل ذرة

هيدروجين أو أكثر مكوناً هاليد الألكيل ويحدث بوجود الضوء أو التسخين

ظروف هذا التفاعل: المادة المتفاعلة: الهالوجين Br₂ أو Cl₂ مع عامل مساعد: الضوء أو التسخين الذي

يعمل على كسر الرابطة بين ذرتي الهالوجين

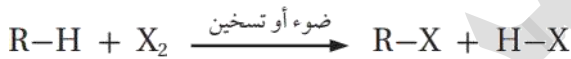
الفلور نشيط جداً ويحتاج ظروف خاصة لضبطه، واليود لا يتفاعل في نفس الظروف، لذا نكتفي بدراسة

البروم والكلور

ترتيب الهالوجينات حسب شدة تفاعلها مع الألكان: F₂ > Cl₂ > Br₂ > I₂

النتاج العضوي من هذا التفاعل: هاليد ألكيل أولي

ميكانيكية تفاعل الاستبدال "الهلجنة" في الألكان: يعمل الضوء أو التسخين على كسر الرابطة بين ذرتي



الهالوجين مكوناً ما يسمى جذراً حرّاً أي ذرة أو

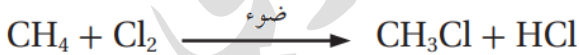
مجموعة ذرات تمتلك إلكترونات منفرداً، مما يجعله

شديد النشاط فيتفاعل مع الألكان ليتكون هاليد الألكيل

يمكن أن يستمر التفاعل بحيث محل ذرة هالوجين محل ذرات الهيدروجين ويعتمد ذلك على

كمية الهالوجين في التفاعل، فكلما قلت كان الاستبدال أحادياً (أي ذرة واحدة)، ومطلوب منا دراسة

الاستبدال الأحادي فقط في الميثان والإيثان



مثال: يتفاعل الميثان CH₄ مع الكلور Cl₂ بوجود



الضوء منتجاً كلوروميثان CH₃Cl

مثال: يتفاعل الإيثان مع البروم بوجود الضوء

يحدث تفاعل الاستبدال "استبدال نيوكليوفيلي" في هاليدات الألكيل "الأولية" عندما محل ذرة أو

مجموعة ذرات محل ذرة الهالوجين فيها

ظروف هذا التفاعل: المادة المتفاعلة معه هي "نيوكليوفيل يمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة أو



أيون سالب" حسب المعادلة العامة للتفاعل:

Nu⁻: أيون هيدروكسيد أو أيون ألكوكسيد

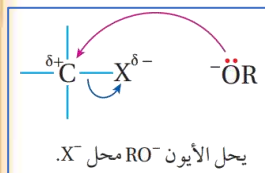
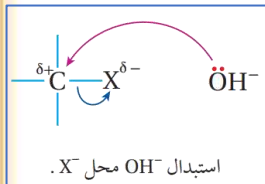
1- OH^- أيون القاعدة القوية NaOH أو KOH المذابة في مزيج من الماء والإيثانول بنسبة 1:1 تتفاعل مع هاليد الألكيل **والنتاج العضوي**: كحول R-OH مع **نتاج غير عضوي**: ملح



2- RO^- أيون ألكوكسيد الذي يتفاعل هو أو ملحه مع هاليد الألكيل **فالنتاج العضوي**: إيثر R-O-R' **والنتاج غير العضوي**: ملح



غير العضوي: ملح



■ **"الاستبدال النيوكليوفيلي"**: هو تفاعل يرتبط فيه النيوكليوفيل الذي يمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة مع ذرة الكربون التي تحمل شحنة جزئية موجبة في المركب العضوي، بحيث يحل محل ذرة أو مجموعة ذرات فيه

■ **ميكانيكية تفاعل الاستبدال النيوكليوفيلي**: يتفاعل النيوكليوفيل Nu^- مع ذرة الكربون المرتبطة بذرة الهالوجين والتي تحمل شحنة جزئية موجبة، فيرتبط مثلاً الأيون السالب OH^- أو RO^- مع ذرة الكربون باستخدام زوج الإلكترونات غير الرابطة الذي يمتلكه ويخرج الهالوجين مع زوج إلكترونات الرابطة C-X على شكل X^-

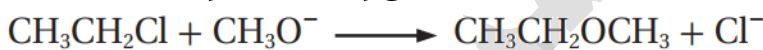
مثال: يتفاعل بروموإيثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ مع محلول NaOH ويمكن التعبير عنه في



المعادلة بأيون الهيدروكسيد فينتج الإيثانول: مثال: يتفاعل 1-كلوروبوتان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ مع محلول KOH فينتج 1-بيوتانول:



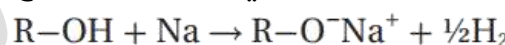
مثال: يتفاعل كلوروايثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ مع أيون الميثوكسيد CH_3O^- فينتج إيثيل ميثيل إيثر:



■ **طريقة تحضير ألكوكسيد**: يتفاعل الكحول مع فلز نشط مثل الصوديوم فينتج ملح ألكوكسيد، الذي يتفكك في الماء منتجاً أيون ألكوكسيد

مثال: يتفاعل كحول الميثانول CH_3OH مع فلز نشط Na فينتج ميثوكسيد الصوديوم $\text{CH}_3\text{O}^- \text{Na}^+$ الذي

يتفكك في الماء منتجاً أيون الميثوكسيد CH_3O^- الذي يلزمنا للتفاعل مع هاليد الألكيل لتحضير الإيثر



■ يحدث تفاعل الاستبدال في الكحولات "جميعها" عندما تحل ذرة أو مجموعة ذرات محل مجموعة الهيدروكسيل فيها

■ **أنصاف الكحولات**: حسب عدد مجموعات الألكيل المرتبطة بذرة الكربون المتصلة بـ OH

نوع الكحول	كحول أولي 1°	كحول ثانوي 2°	كحول ثالثي 3°
الصيغة العامة	$\text{R}-\text{C}(\text{H})_2-\text{OH}$	$\text{R}-\text{C}(\text{H})(\text{R}')-\text{OH}$	$\text{R}-\text{C}(\text{R}')(\text{R}'')-\text{OH}$
مثال	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})(\text{CH}_3)_2$

تفاعلات الاستبدال في الكحول:

- 1- الطريقة الشائعة لتحضير هاليد الألكيل: يتفاعل الكحول مع حمض مركز من HX: فيتم استبدال الهيدروكسيل بهالوجين
- 2- تحضير ألكوكسيد وللتمييز المخبري: يتفاعل الكحول مع فلز نشط كالصوديوم: فيتم استبدال الهيدروجين في الهيدروكسيل بالصوديوم ويتصاعد الهيدروجين، أهميته:
 - أ- تحضير أيون ألكوكسيد الذي نفاعله مع هاليد الألكيل الأولي لتحضير الإيثر
 - ب- التمييز المخبري للكحول: الكشف عن الكحول مخبرياً حيث يتم تمييز الكحول عن غالبية المركبات العضوية بمفاعلتها مع فلز الصوديوم، لكن لا نستطيع من خلاله تمييز الكحول من الحمض الكربوكسيلي فكليهما يتفاعل مع الفلز النشط، والحمض الكربوكسيلي أكثر نشاطاً عند نفس الظروف

ظروف تفاعل الكحول مع حمض مركز من HX: حمض

مركز من: HCl, HBr, HI في درجة حرارة الغرفة

الناتج العضوي وغير العضوي من هذا التفاعل: ينتج

هاليد ألكيل نوعه حسب نوع الكحول، وينتج الماء

التمييز المخبري للكحول عن باقي المركبات العضوية

إلا الحمض الكربوكسيلي:

نفاعل الكحول ROH مع فلز نشط مثل الصوديوم Na

فينتج ألكوكسيد الصوديوم RO⁻Na⁺ ويتصاعد غاز

الهيدروجين حسب المعادلة الآتية:

مثال: يتفاعل الإيثانول مع الصوديوم مكوناً إيثوكسيد الصوديوم:

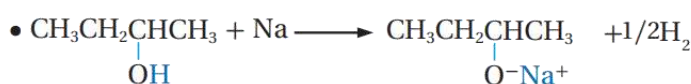
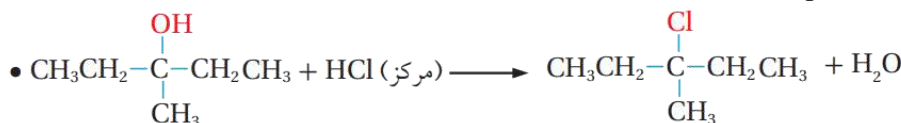
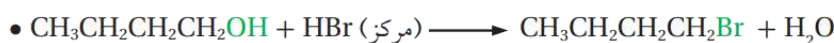


مثال: أكتب الصيغة البنائية للمركب A:

بما أننا استخدمنا حمض HI المركز ونتج هاليد ألكيل ثانوي، إذًا هذا تفاعل استبدال في الكحول، ونوعه

كحول ثانوي CH₃CHOHCH₂CH₃

أمثلة تفاعلات الاستبدال في الكحول:

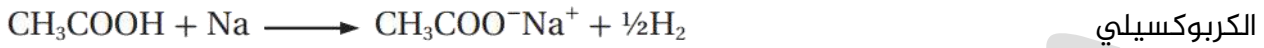


تفاعلات الاستبدال في الحموض الكربوكسيلية:



وهذا التفاعل من الطرق الشائعة لتحضير الإستر صناعياً ومخبرياً

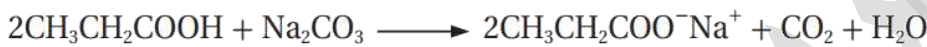
2- تكوين ملح الحمض الكربوكسيلي: يتفاعل الحمض الكربوكسيلي مع الفلز النشط مثل الصوديوم: فيتم استبدال الهيدروجين في الكربوكسيل بذرة الصوديوم ويتصاعد غاز الهيدروجين، وينتج ملح الحمض



الكربوكسيلي

3- التمييز المخبري: يتفاعل الحمض

الكربوكسيلي مع بعض الأملاح القاعدية مثل كربونات الصوديوم Na_2CO_3 أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 ، فيتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، أهمية هذا التفاعل: للكشف عن الحموض الكربوكسيلية حيث يميز مخبرياً الحمض الكربوكسيلي عن باقي المركبات العضوية، مثال:



يعد تفاعل الأسترة من تفاعلات الاستبدال في الحموض الكربوكسيلية؟

لأنه حل OR' من الكحول محل OH من مجموعة الكربوكسيل لتكوين الإستر RCOOR'

ظروف تفاعل الأسترة: المواد المتفاعلة بالاستبدال "مركبات عضوية" حمض كربوكسيلي وكحول

بوجود عوامل مساعدة: حمض مركز مثل حمض الكبريتيك H_2SO_4 الذي يساعد على نزع الماء

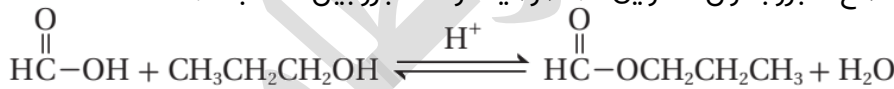
والتسخين يزيد سرعة التفاعل



نوع التفاعل: منعكس يمكن إزاحته باتجاه

تكوين الإستر ناحية اليمين بإزالة الماء من وسط التفاعل

مثال: يتفاعل حمض الميثانويك مع 1-بروبانول لتكوين الماء وميثانوات البروبيل حسب المعادلة:



طرق تفكك [تحلل الإستر] وماذا ينتج عنه

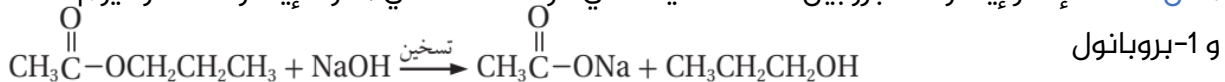
1- من التفاعل المنعكس السابق الذي ينتج منه الإستر، يتفكك الإستر عند إضافة الماء بوجود حمض HCl المخفف كعامل مساعد، فيزاح الاتزان باتجاه اليسار نحو تكوين الحمض والكحول المكونان للإستر



2- يتفكك الإستر عند تسخينه مع محلول قاعدة قوية مثل KOH أو NaOH وينتج كحول وملح الحمض

الكربوكسيلي "مركبان عضويان"، ويسمى تفاعل التصبن لأنه يشبه التفاعل المستخدم في صناعة الصابون

مثال: تفكك إستر إيثانوات البروبيل عند تسخينه في الوسط القاعدي مكوناً إيثانوات الصوديوم



و 1-بروبانول

عصير مادة الكيمياء، - توهيبي 2023

ساعات كيمياء، التوهيبي "تليوگرام"

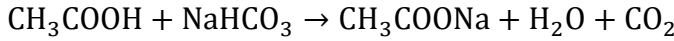
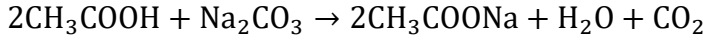
مدرسة الكيمياء، فيسبهك

إعداد:
مرح السطراري

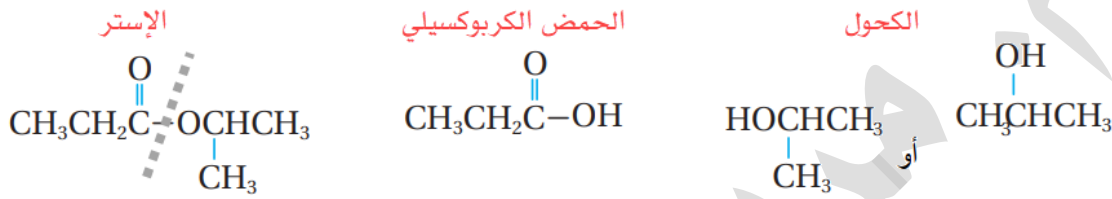
مثال: أصف كيف أميز مخبرياً بين كحول الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ وحمض الإيثانويك CH_3COOH وأكتب

معادلة كيميائية للتفاعل الحاصل؟

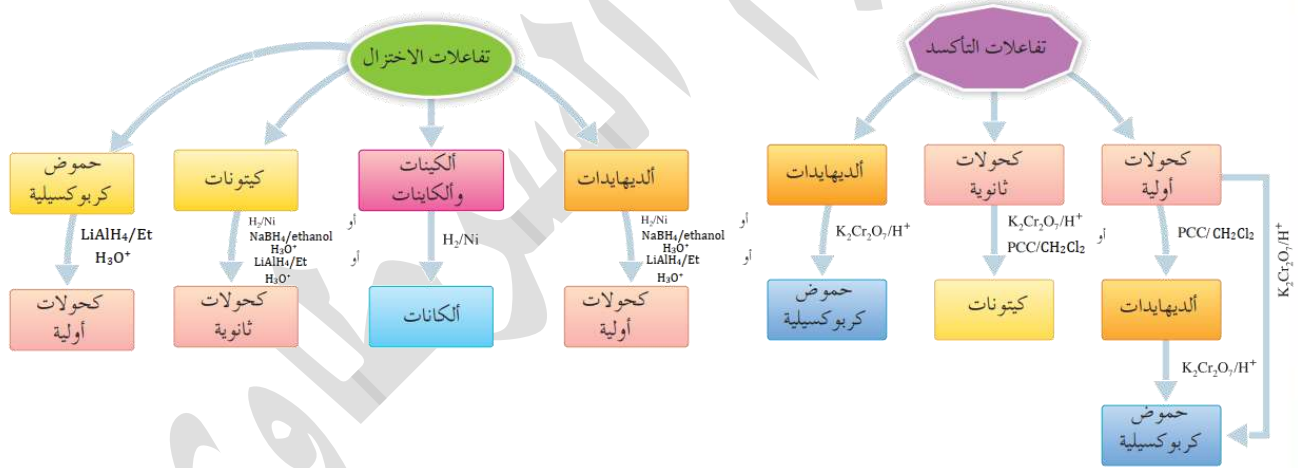
يستخدم كربونات الصوديوم Na_2CO_3 أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 فيتفاعل الحمض مطلقاً CO_2 ولا يتفاعل الكحول



مثال: أحدد الكحول والحمض الكربوكسيلي الذي تكوّن منهما الإستر الآتي:



- تفاعل التأكسد في المركب العضوي: زيادة في عدد ذرات الأكسجين أو نقص في عدد ذرات الهيدروجين
- تفاعل الاختزال: نقص في عدد ذرات الأكسجين، أو زيادة في عدد ذرات الهيدروجين



تفاعل التأكسد يختص بالعائلات الآتية:

1- كحول: والناتج ألددهايد أو كيتون حسب نوع الكحول

2- كحول: حمض كربوكسيلي

3- كربونيل "ألددهايد": والناتج حمض كربوكسيلي

- ثبّتت العمليات الانتقالية بين العائلات خلال عمليتي التأكسد أو الاختزال من خلال ترتيب أيوباك للمجموعات الوظيفية (حماك):

- 1- الحمض الكربوكسيلي
- 2- الكربونيل (ألددهايد ثم كيتون)
- 3- الكحول

فالتأكسد ينقل المركب إلى منزلة أعلى والاختزال ينزله إلى منزلة أقل أدنى

العوامل المؤكسدة المستخدمة في تفاعلات العضوية:

1- عامل مؤكسد قوي: دايكرومات البوتاسيوم أو الصوديوم $K_2Cr_2O_7$, $Na_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي H^+

2- عامل مؤكسد ضعيف: كلوروكرومات البيريدينيوم المذاب في ثنائي كلوروميثان PCC/CH_2Cl_2

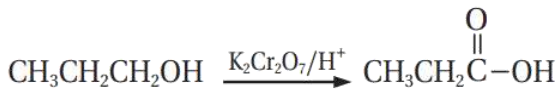
تعتمد نواتج تأكسد الكحولات على نوع الكحول الذي يتأكسد، حيث يتأكسد الكحول الأولي بوجود عامل مؤكسد مكوناً ألديهائداً، يستمر تأكسده إلى حمض كربوكسيلي ويتأكسد الكحول الثانوي إلى كيتون

قد يتأكسد الكحول الأولي إلى ألديهائداً، وقد يتأكسد إلى حمض كربوكسيلي

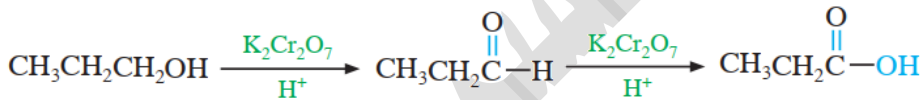
لأن هذا التفاعل يعتمد على العامل المؤكسد المستخدم وظروف التفاعل، فإن كان عاملاً مؤكسداً ضعيفاً فالكحول يتأكسد إلى ألديهائداً، وإن كان قوياً فإنه يتأكسد إلى حمض

أمثلة على تأكسد الكحول الأولي بعامل مؤكسد قوي:

مثال: يتأكسد 1-بروبانول باستخدام دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي إلى البروبانال الذي يتأكسد مباشرة إلى حمض البروبانويك، حيث نقص محتوى الهيدروجين وزاد محتوى الأكسجين



انظر خطوات التفاعل بشكل تفصيلي: يستمر تأكسد الكحول الأولي إلى حمض كربوكسيلي عند استخدام عامل مؤكسد قوي، فالنتائج النهائية حمض كربوكسيلي ولن يكون ألديهائداً



مرحلة (1): تُنزع ذرة هيدروجين من الهيدروكسيل ومن ذرة الكربون المرتبطة بها وتتكون رابطة ثنائية بين الكربون والأكسجين

مرحلة (2): يُزاد الأكسجين بجانب الهيدروجين

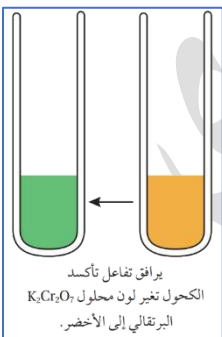
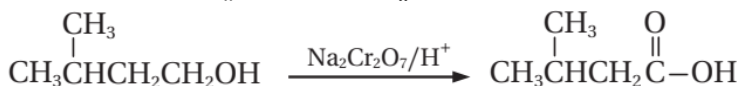
يرافق تفاعل تأكسد الكحول: تغير لون محلول دايكرومات البوتاسيوم البرتقالي إلى أخضر، والسبب تغير عدد تأكسد الكروم في $Cr_2O_7^{2-}$ إلى Cr^{3+} الذي لون محلول أيوناته أخضر

من خلال هذا العامل المؤكسد "الديكرومات البرتقالي" نميز مخبرياً بين أنواع الكحول، فالكحول الثالثي لن يتأكسد ولن يتغير اللون

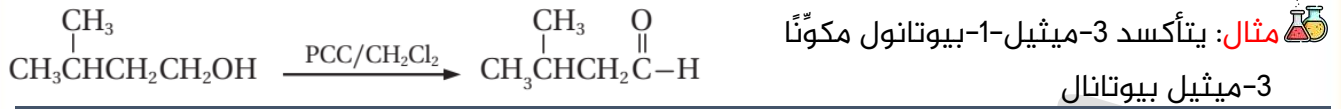
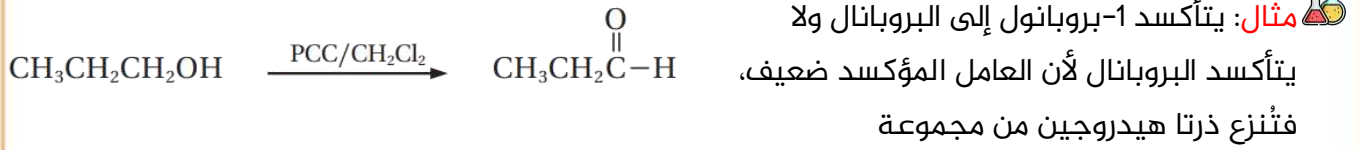
أيضاً ممكن تمييز الكحول عن الحمض، الألديهائداً عن الكيتون من خلال هذا التفاعل لأن:

كل من: 1- الكحول الثالثي 2- الكيتون 3- الحمض الكربوكسيلي لن يتأكسد أي منهم بالديكرومات

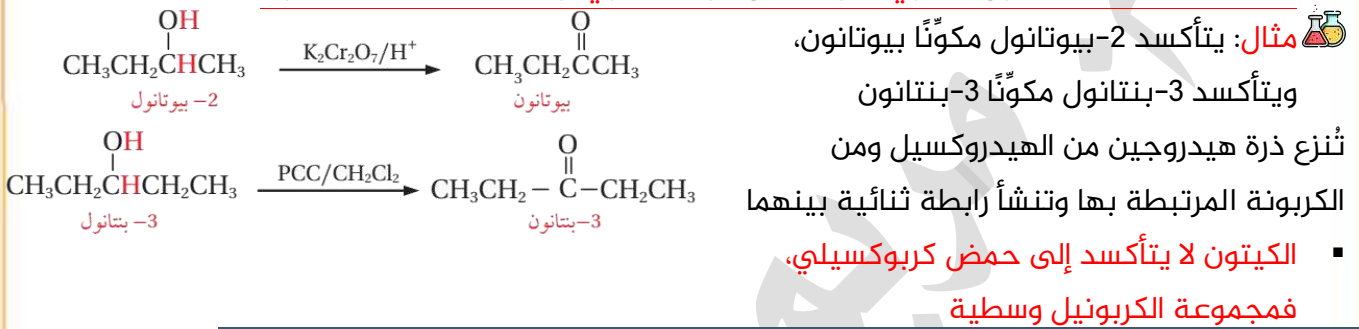
مثال: يتأكسد 3-ميثيل-1-بيوتانول باستخدام دايكرومات الصوديوم في وسط حمضي مكوناً حمض 3-ميثيل بيوتانويك حسب المعادلة:



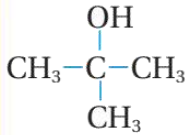
أمثلة على تأكسد الكحول الأولي بعامل مؤكسد ضعيف:



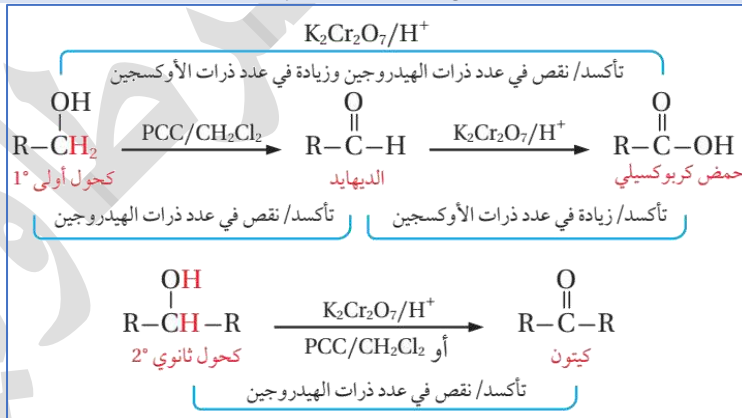
أمثلة على تأكسد الكحول الثانوي: سواء عامل مؤكسد قوي أو ضعيف فالنتيجة كيتون



لا يتأكسد ميثيل-2-بروبانول عند الظروف نفسها: لأن ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل لا ترتبط بأي ذرة هيدروجين، فلا يمكن نزع ذرتي H من المركب وبالتالي لا يتأكسد



ملخص أكسدة الكحولات



مثال: مركب عضوي A صيغته الجزيئية $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ على شكل سلسلة مستمرة، عند أكسدته باستخدام

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$ نتج المركب B صيغته الجزيئية $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ حيث يتفاعل مع كربونات الصوديوم Na_2CO_3

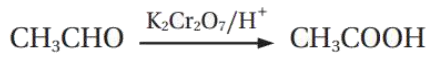
وينتج عن تفاعله غاز CO_2 . أكتب الصيغ البنائية للمركبين A, B

مركب A عبارة عن كحول من أربع ذرات كربون يعني 1-بيوتانول (لأنه سلسلة مستمرة) تم أكسدته بعامل مؤكسد قوي وسينتج B حمض كربوكسيلي وهو حمض بيوتانويك والدليل أنه حمض لأنه يتفاعل مع Na_2CO_3 وينتج غاز CO_2

125 A: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

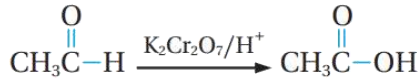
B: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

- تتأكسد الألددهايدات باستخدام عامل مؤكسد مناسب مثل داكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي



$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$ مكونة حموضاً كربوكسيلية

أمثلة على تأكسد الألددهايد:

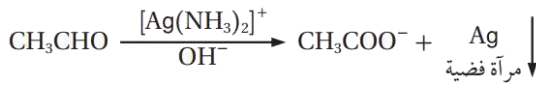


مثال: يتأكسد الإيثانال إلى حمض الإيثانويك، ويرافقه زيادة في

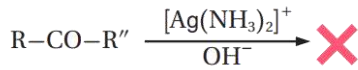
محتوى الأكسجين

- يستخدم تفاعل أكسدة الألددهايد للتمييز بين الألددهايدات والكيٲونات لأن الكيٲون لا يتأكسد

1- محلول تولينز: وهو عامل مؤكسد ضعيف من محلول يحتوي أيونات الفضة في وسط قاعدي من



الأمونيا، $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+/\text{OH}^-$ حيث يتأكسد الألددهايد، وتختزل أيونات الفضة من



محلول تولينز فتترسب على السطح الداخلي لوعاء التفاعل مكونة مرآة فضية [ويسمى الاختبار بمرآة

الفضة أو تولينز] أما الكيٲونات فلا تتأكسد باستخدام محلول تولينز

محلول تولينز: تم تحضيره من نترات الفضة والأمونيا، فتفاعلت أيونات الفضة مع الأمونيا وتكوّن هذا الأيون

المعقد الذي يتفاعل في وسط قاعدي مع الألددهايد لينتج مرآة فضية

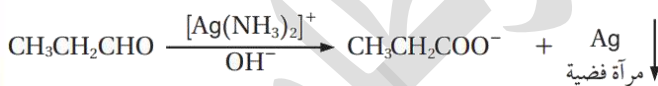
2- محلول فهلنج: وهو عامل مؤكسد ضعيف محلول قاعدي يحتوي أيونات النحاس Cu^{2+}

يسخن الألددهايد مع محلول فهلنج فيتأكسد إلى حمض كربوكسيلي وتختزل أيونات النحاس من



أما الكيٲونات فلا تتأكسد باستخدام محلول فهلنج

مثال: أصف كيف أميز مخبرياً بين البروبانال $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ والبروبانون CH_3COCH_3 وأكتب معادلات



كيميائية توضح ذلك

باستخدام محلول تولينز أو فهلنج



- تفاعل الاختزال تختص بالعائلات الآتية:

1- ألكينات وألكاينات: والناتج ألكانات [تماماً مثل تفاعل الإضافة]

2- ألددهايدات وكيٲونات: والناتج كحول فإن استخدمنا الهدرجة فهو مثل تفاعل الإضافة

3- حموض كربوكسيلية: والناتج كحول

- المواد التي تعمل على اختزال المركب العضوي:

1- الهدروجين [تفاعل الهدرجة] بوجود النيكل أو البلاتين

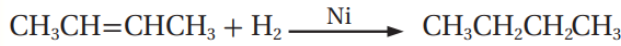
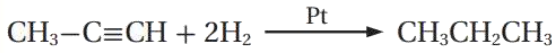
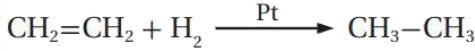
2- هيدريد الليثيوم والألمنيوم LiAlH_4 مذاباً في الإيثر الجاف Et "عامل مختزل قوي"

3- بوروهيدريد الصوديوم NaBH_4 المذاب في الإيثانول

عند استخدام العوامل المختزلة LiAlH_4 و NaBH_4 فإننا نتبع التفاعل بمحلول مخفف من حمض مثل: H_2SO_4 لينتج في النهاية الكحول

يعد تفاعل إضافة الهيدروجين [الهدرجة] إلى الرابطة الثنائية في الألكينات أو الرابطة الثلاثية في الألكاينات بوجود البلاتين أو النيكل كعامل مساعد اختزالاً

يعد تفاعل الهدرجة اختزالاً: لأن هذا التفاعل يصاحبه زيادة في عدد ذرات الهيدروجين



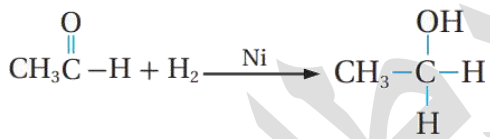
يُختزل الألددهايد فيتكون كحول أولي [الكربونيل طرفية]، ويختزل الكيتون فيتكون كحول ثانوي [كربونيل وسطية]، ونستخدم طريقتين:

1- إضافة الهيدروجين بوجود عامل مساعد كالنيكل Ni أو البلاتين Pt

2- باستخدام عوامل مختزلة مثل LiAlH_4 أو NaBH_4 فكلهما مصدر لأيونات الهيدريد H^-

متبوعاً بإضافة حمض مخفف H^+ أو نكتبه H_3O^+

ميكانيكية التفاعل في اختزال الألددهايدات والكيتونات بالهدرجة: يعمل العامل المساعد Ni أو Pt على إضعاف الرابطة بين ذرتي الهيدروجين فيسهل إضافتهما إلى الرابطة الثنائية في مجموعة الكربونيل حيث تكسر رابطة π بين ذرتي الكربون والأكسجين وتضاف ذرتا الهيدروجين إليهما فينتج كحول أولي عند اختزال الألددهايد، وكحول ثانوي عند اختزال الكيتون



مثال: إضافة الهيدروجين إلى الإيثانال CH_3CHO تصاحبه زيادة في عدد الهيدروجين، أي حدث له اختزال، ونوع الكحول الناتج أولي $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

تُختزل الكيتونات إلى كحولات ثانوية وليست أولية: لأن مجموعة الكربونيل في الكيتون وسطية تحيط بها مجموعتا ألكيل، عند اختزال الكيتون تضاف ذرتا الهيدروجين إلى مجموعة الكربونيل الوسطية، وينتج كحول ثانوي

ميكانيكية التفاعل في اختزال الألددهايدات والكيتونات بالعوامل المختزلة مثل LiAlH_4 أو NaBH_4

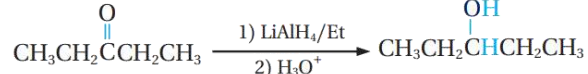
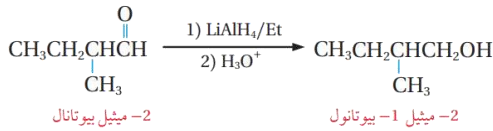
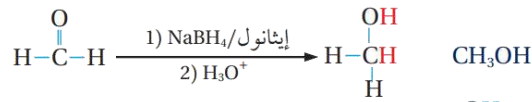
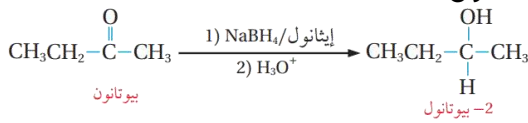
كلاهما مصدر لأيونات الهيدريد H^- يرتبط بذرة كربون مجموعة الكربونيل التي تحمل شحنة جزئية موجبة، فنتبع التفاعل بوسط حمضي من محلول مخفف من حمض الكبريتيك، ونرمز له بالتفاعل بـ

H_3O^+ فينتج الكحول

يتم التعامل بحذر شديد مع العامل المختزل LiAlH_4 ويذاب في الإيثر الجاف: لأنه شديد التفاعل مع الماء

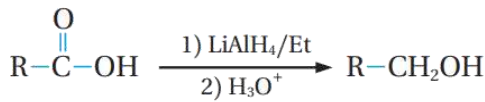
يُضاف محلول الحمض إلى التفاعل بعد انتهاء تفاعل العامل المختزل، لأن تلك العوامل المختزلة تتفاعل مع الماء

أمثلة: اختزال الألديهيد أو الكيتون بالعوامل المختزلة فينتج كحول:

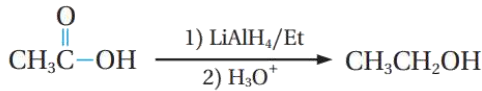


الحمض الكربوكسيلقي أقوى من مركبات الكربونيل، لذا يُختزل بعامل مختزل قوي مثل LiAlH_4 ولا يُختزل

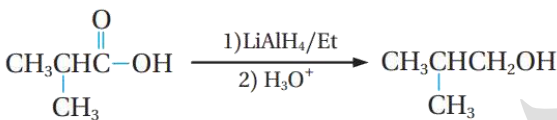
بـ NaBH_4



يتم اختزال الحمض الكربوكسيلقي بالعامل المختزل القوي LiAlH_4 فينتج ألديهيد الذي يُختزل فور تكوّنه إلى كحول أولي

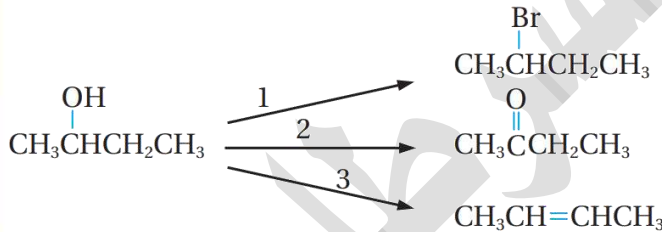


أمثلة: يُختزل حمض الإيثانويك مكوّنًا الإيثانول، ويُختزل



حمض ميثيل بروبانويك إلى كحول ميثيل-1-بروبانول، نلاحظ ازدياد عدد ذرات الهيدروجين ونقصان عدد ذرات الأكسجين، وذلك على مرحلتين تفاعل "حمض إلى ألديهيد إلى كحول أولي"

مثال: المخطط الآتي يشير إلى ثلاثة أنواع من تفاعلات المركب العضوي 2-بيوتانول



تفاعل (1): استبدال تفاعل (2): تأكسد

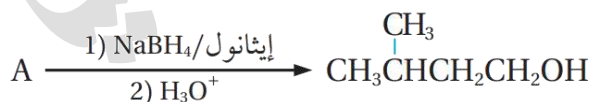
تفاعل (3): حذف

الظروف في تفاعل: (2، 3)

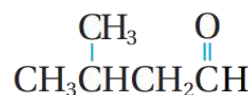
تفاعل (2): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$ أو $\text{PCC}/\text{CH}_2\text{Cl}_2$

تفاعل (3): $\text{H}_2\text{SO}_4/\Delta$ مركز أو $\text{H}_3\text{PO}_4/\Delta$ مركز

مثال: أستنتج صيغة المركب A في المعادلة الآتية:



بما أن A تم اختزاله باستخدام بوروهيدريد الصوديوم إلى كحول أولي فهو ألديهيد



- يعود الطعم والرائحة المميزان في النباتات وثمارها إلى المركبات العضوية الموجودة فيها مثل الإسترات والألديهايدات التي تُعرف بالنكهات الطبيعية، مثال من تجربة تحضير الإستر: إيثانوات الإيثيل رائحته تشبه المواد اللاصقة
- تمكن الباحثون من استخلاص كثير من هذه المواد ودراستها والتعرف عليها فساعد ذلك على تصنيع مواد مشابهة عُرفت بالنكهات الصناعية، حيث تستخدم في صناعة المواد الغذائية والعصائر المختلفة
- يهتم الكيميائيون بدراسة المركبات العضوية وطرق تحضيرها والصناعات القائمة عليها لأنها تساهم في النمو الاقتصادي
- تُسهّم الصناعات القائمة على المركبات العضوية وتفاعلاتها في النمو الاقتصادي: لأنها تدخل في:
 - 1- صناعة الوقود
 - 2- المستحضرات الصيدلانية
 - 3- صناعة مواد التجميل
 - 4- الصناعات الزراعية

- تستخلص الألكانات بشكل رئيس بعملية التقطير التجزيئي للنفط والغاز الطبيعي
- تُحضّر الألكانات صناعياً من: التكسير الحراري
- 2- إضافة الهيدروجين إلى الألكين (الهدرجة)
- وتحضّر مخبرياً وصناعياً من هدرجة الألكين

مثال: تحضير الإيثان من الإيثين صناعياً عند درجة حرارة 150 °C



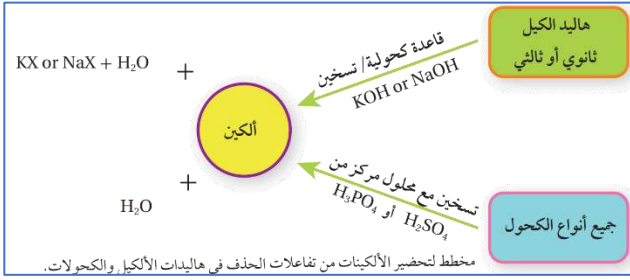
مثال: تحضير البروبان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ مخبرياً باستخدام البروبين $\text{CH}_2 = \text{CHCH}_3$



- التكسير الحراري: عملية كيميائية يجري فيها تكسير مركبات الهيدروكربون ذات السلاسل الطويلة إلى مركبات ذات سلاسل أصغر، حيث:
 - 1- يُسخن خليط النفط إلى درجات حرارة عالية في أبراج ضخمة فتتكسر سلاسل المركبات الهيدروكربونية الطويلة إلى مركبات أصغر
 - 2- يتكوّن خليط غازي من الألكانات والألكينات يتراوح عدد ذرات الكربون فيها (2-10)
 - 3- تتراوح درجة غليانها من (40-100) °C
 - 4- تُفصل مكونات الخليط عن طريق عملية التقطير التجزيئي بالاعتماد على تفاوت درجات غليانها
- مثال: عند تكسير سلسلة من مركب الأوكتان C_8H_{18} ينتج خليط من الألكان والألكين مجموع ذرات الكربون فيهما مساوياً لذرات الكربون في المركب الأصل ويساوي 8

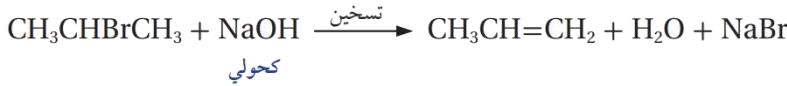
طرق تحضير الألكينات

- 1- التكسير الحراري (التحضير الصناعي) 2- تفاعلات الحذف (التحضير المخبري)
- ظروف وتفاصيل التكسير الحراري لتحضير الألكينات:
- نفس الطريقة السابقة المشروحة في الألكانات
- مثال: عند تكسير سلسلة من الديكان $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ ينتج خليط من الألكان والألكين مجموع ذرات الكربون فيهما مساوياً لذرات الكربون في المركب الأصل ويساوي 10
- والخليط الناتج من: الأوكتان C_8 والإيثين C_2 ، والهبتان C_7 والبروبين C_3 وغيرهما

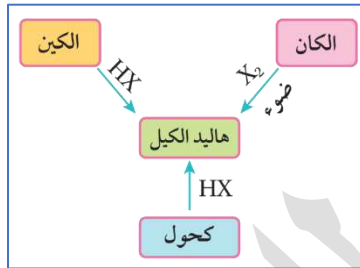
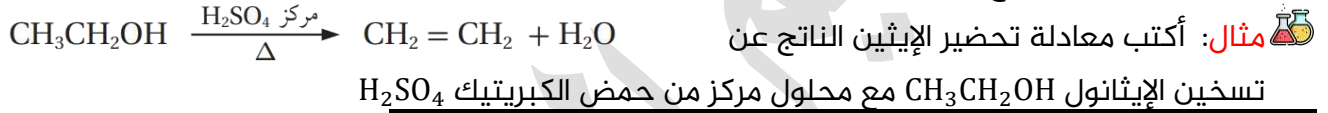


- طريقة تحضير الألكين من هاليد الألكيل [تحضير بخطوة واحدة ومباشرة - تحضير مخبري]
- بتسخين هاليد الألكيل الثانوي أو الثالثي مع محلول مركز من أيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH المذاب في الإيثانول أو هيدروكسيد البوتاسيوم KOH المذاب في الإيثانول، فيتم نزع جزيء HX وينتج ألكين

مثال: يُحضّر البروبين $CH_3CH=CH_2$ من تسخين 2-بروموبروبان $CH_3CHBrCH_3$ مع محلول مركز من هيدروكسيد الصوديوم NaOH الكحولي، أكتب معادلة كيميائية تبين تحضير البروبين



- طريقة تحضير الألكين من الكحول [تحضير بخطوة واحدة ومباشرة- تحضير مخبري]
- بتسخين الكحول مع محلول مركز من حمض الكبريتيك H_2SO_4 أو حمض الفوسفوريك H_3PO_4 فينزع جزيء ماء H_2O من الكحول وينتج الألكين



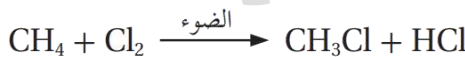
- استخدامات هاليدات الألكيل في الصناعة:

- 1- المبيدات الحشرية
- 2- محاليل المعقمات الطبية
- 3- طفايات الحريق
- 4- المبلمرات

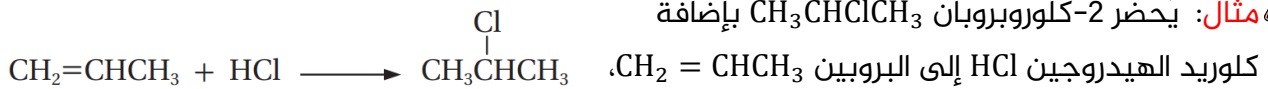
- طرق تحضير هاليدات الألكيل:

- 1- الاستبدال في الألكان (الهلجنة) ومنها نحضّر هاليدات الألكيل البسيطة مخبرياً (الأولية)، باستخدام الميثان أو الإيثان مع الكلور Cl_2 أو البروم Br_2 بوجود الضوء أو التسخين
- 2- إضافة هاليد الهيدروجين HX إلى الألكين وفق قاعدة ماركوفنيكوف
- 3- الاستبدال في الكحول مع محلول حمض مركز مثل HCl أو HBr أو HI

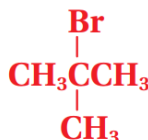
مثال: يُحضّر كلوروميثان CH_3Cl بتفاعل الميثان CH_4 مع الكلور Cl_2 بوجود الضوء، أكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل الحاصل



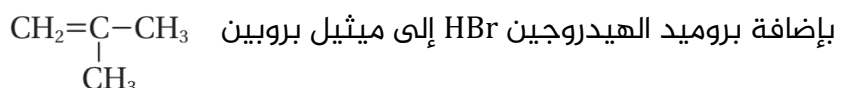
مثال: يُحضّر 2-كلوروبروبان $CH_3CHClCH_3$ بإضافة

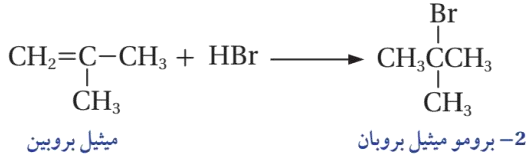


أكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل الحاصل



مثال: أكتب معادلة كيميائية تبين تحضير 2-برومو ميثيل بروبان

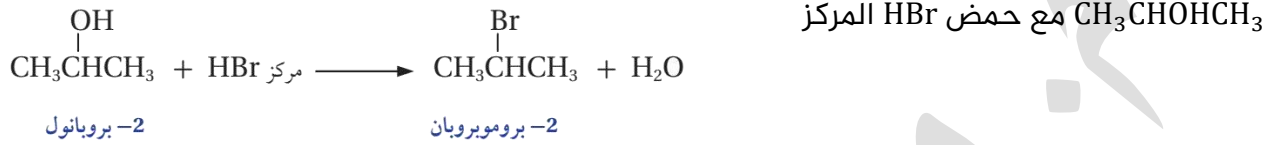




مثال: يُحضّر كلوروايثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ بتفاعل الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl المركز، اكتب معادلة كيميائية للتفاعل الحاصل

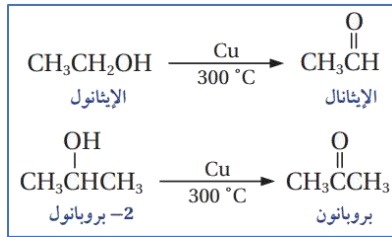


مثال: أكتب معادلة كيميائية تبين تحضير 2-بروموبروبان $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_3$ من تفاعل 2-بروبانول



- تعد تفاعلات التأكسد من الطرق الرئيسية لتحضير الألدعهايدات والكيئونات
- استخدامات الألدعهايدات في الصناعة: 1- العطور 2- المنظفات 3- الصابون
- استخدامات الكيئونات في الصناعة: 1- المنسوجات 2- الأصماغ 3- مذيبيات الدهانات

طرق تحضير الألدعهايدات والكيئونات صناعياً:



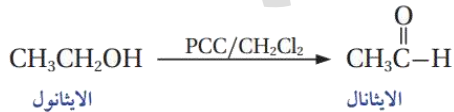
بتسخين الكحولات الأولية أو الثانوية عند درجة حرارة 300°C بوجود فلز النحاس Cu الذي يعمل عاملاً مساعداً لنزع الهيدروجين (تفاعل تأكسد)

الكحول الأولي يتأكسد إلى ألدعهايد، والكحول الثانوي يتأكسد إلى كيئون

مثال: يتأكسد الإيثانول إلى إيثانال، أيضاً يتأكسد 2-بروبانول إلى بروبانون بوجود النحاس

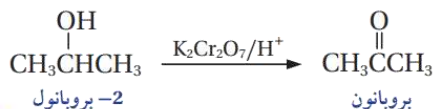
طرق تحضير الألدعهايدات والكيئونات مخبرياً:

- تحضير الألدعهايد: أكسدة الكحول الأولي باستخدام $\text{PCC}/\text{CH}_2\text{Cl}_2$
 - تحضير الكيئون: أكسدة الكحول الثانوي باستخدام $\text{PCC}/\text{CH}_2\text{Cl}_2$ أو $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$
- مثال:** يتأكسد الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ باستخدام كلوروكرومات البيريدينوم PCC المذاب في ثنائي كلوروميثان CH_2Cl_2 ، وينتج الإيثانال CH_3CHO اكتب معادلة التفاعل الحاصل

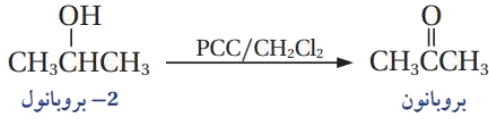


مثال: يتأكسد 2-بروبانول $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ باستخدام دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$ وينتج البروبانون CH_3COCH_3 ، اكتب معادلة التفاعل الحاصل



مثال: أكتب معادلة أكسدة 2-بروبانول $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ باستخدام كلوروكرومات البيريدينيوم المذاب



في ثنائي كلوروميثان CH_2Cl_2 ، لتحضير البروبانول
 $\text{CH}_3\text{COHCH}_3$

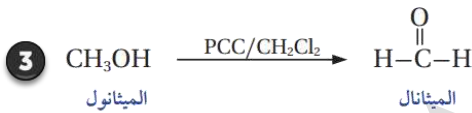
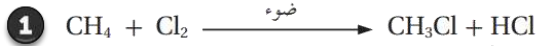
مثال: أكتب معادلات تبيّن تحضير الميثانال CH_2O باستخدام الميثان CH_4 في المختبر وبوجود الضوء

وكل من المواد الآتية: Cl_2 , KOH , PCC , CH_2Cl_2 , HCl

المطلوب: ألديهيد "ميثانال" والمتوفر كبدائية: ألكان "ميثان"

- 1- نتأكد من عدد ذرات الكربون فنجدّه متساو
- 2- نسأل أنفسنا كيف نحصل على الألديهيد، الجواب: فقط بأكسدة كحول أولي
- 3- نسأل أنفسنا: من أين تأتي بكحول أولي من ألكان؟
- 4- الجواب: التفاعل الوحيد للألكانات هو الهلجنة، سنحصل على هاليد الألكيل ونوعه أولي
- 5- وهاليد الألكيل الأولي ينفع معه تفاعل الاستبدال، لذا نستخدم الاستبدال فينتج لدينا كحول أولي الآن نؤكسد هذا الكحول الأولي فنحصل على الألديهيد
- 6- نكتب خطوات التحضير بدءاً من الميثان وهلجنته، ثم الاستبدال في هاليد الألكيل، ثم أكسدة الكحول مع استخدامنا للمواد المذكورة في السؤال حسب كل تفاعل ونلاحظ انها مطابقة فعلا لتحضيرنا

[3 خطوات لتحضير الميثانال من الميثان]



مثال: أكتب معادلات كيميائية تبين تحضير البروبانول CH_3COCH_3 باستخدام البروبين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$

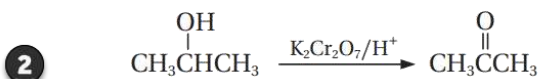
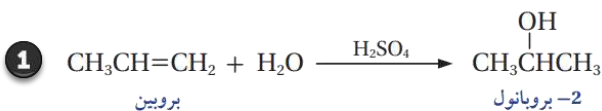
والمواد غير العضوية الآتية: H_2O , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4

الحل:

المطلوب: كيتون "بروبانول" والمتوفر كبدائية: ألكين "بروبين"

- 1- نتأكد من عدد ذرات الكربون فنجدّه متساو
- 2- نسأل أنفسنا كيف نحصل على الكيتون، الجواب: فقط بأكسدة كحول ثانوي
- 3- نسأل أنفسنا: من أين تأتي بكحول ثانوي من ألكين؟
- 4- الجواب: تفاعل الألكين الذي أحصل منه على كحول هو تفاعل إضافة الماء في وسط حمضي
- 5- نكتب خطوات التحضير بدءاً من الإضافة في الألكين، ثم أكسدة الكحول مع استخدامنا للمواد المذكورة في السؤال حسب كل تفاعل ونجد أنها مطابقة لتحضيرنا

[2 خطوة لتحضير بروبانول من بروبين]



مثال: أصمم مخططاً يبين صيغ المركبات العضوية الناتجة من سلسلة التفاعلات الكيميائية التي تجري

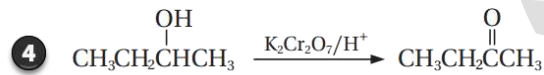
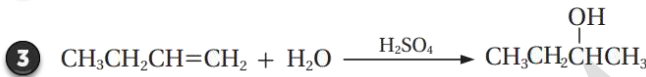
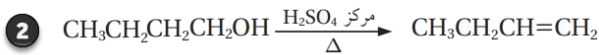
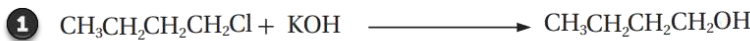
لتحضير البيوتانول $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$ من 1-كلوروبوتان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ باستخدام مصدر حرارة

والمواد الآتية: H_2O , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , KOH

المطلوب: كيتون "بيوتانول" والمتوفر كبدائية: هاليد ألكيل "1-كلوروبوتانول"

- 1- تتأكد من عدد ذرات الكربون فنجدّه متناسو
- 2- نسأل أنفسنا كيف نحصل على الكيتون، الجواب: فقط بأكسدة كحول ثانوي
- 3- نسأل أنفسنا: من أين نأتي بكحول ثانوي من هاليد ألكيل أولي؟
- 4- الجواب: هاليد الألكيل الأولي يتفاعل بالاستبدال وينتج كحول أولي
- 5- نسأل أنفسنا كيف نحول الكحول الأولي إلى ثانوي، الجواب: لا بد من خطوتين: تفاعل الحذف، ثم تفاعل إضافة ماء
- 6- نبدأ بتفاعل الاستبدال في هاليد الألكيل، ثم الحذف ثم الإضافة ثم الأكسدة فنحصل على البيوتانول

[4 خطوات لتحضير بيوتانول من 1-كلوروبوتانول]

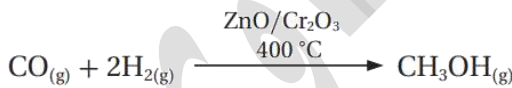


النمط الوزاري الموضوعي: كأن يطلب منك سلسلة التفاعلات الصحيحة، أو المواد المستخدمة في التحضير ونحو ذلك في الخيارات

تعد الكحولات من أشهر المركبات العضوية ولها أهمية كبيرة في الكيمياء العضوية، خاصة أبسطها:

الميثانول CH_3OH والإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ لذا يجري تحضيرهما صناعياً بكميات تجارية

تحضير الميثانول صناعياً: عن طريق هدرجة غاز أول



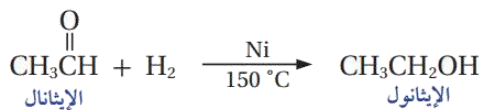
أكسيد الكربون CO عند درجة حرارة 400°C وبوجود أكسيد الخارصين ZnO أو أكسيد الكروم Cr_2O_3 بوصفها عوامل مساعدة:



تحضير الإيثانول صناعياً: عن طريق تخمير الجلوكوز

الموجود في الذرة أو العنب أو الشعير باستخدام

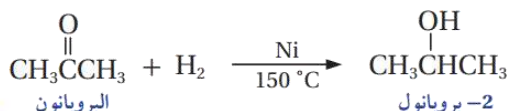
أنزيمات الخميرة:



من طرق تحضير الكحول صناعياً: اختزال الألدهايد

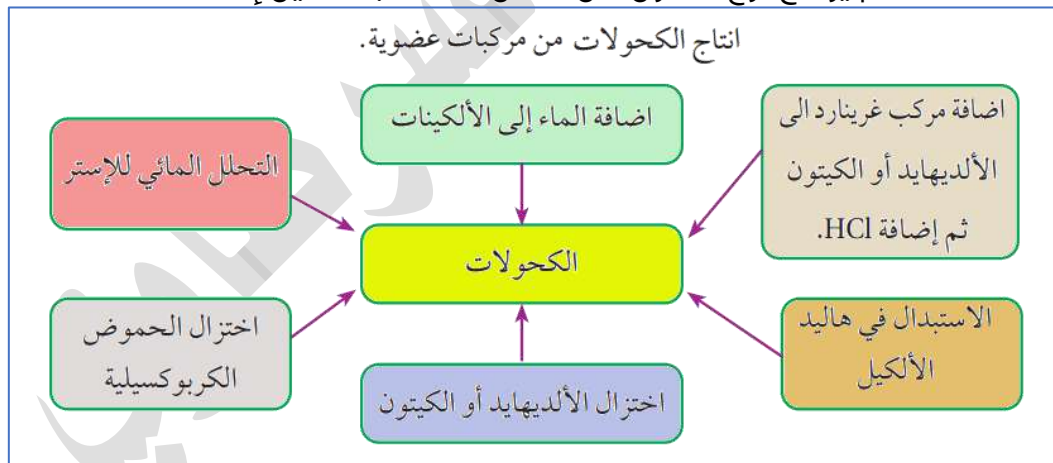
والكيتون بإضافة غاز الهيدروجين H_2 بوجود عامل مساعد

مثل النيكل Ni وعند درجة حرارة 150°C

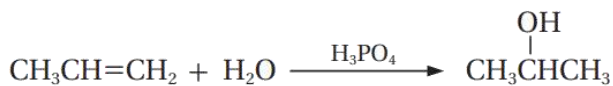


طرق تحضير وإنتاج الكحول من مركبات عضوية - تحضير مخبري:

- 1- تحضير الكحول بإضافة الماء إلى الألكين بوجود عامل مساعد مثل حمض الكبريتيك H_2SO_4 أو حمض الفسفوريك H_3PO_4
- 2- تحضير الكحول الأولي من تفاعل الاستبدال في هاليد الألكيل الأولي مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH أو هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
- 3- تحضير الكحول الأولي باختزال الألدهيد والثانوي باختزال الكيتون باستخدام عوامل مختزلة مثل هيدريد الليثيوم والألمنيوم $LiAlH_4$ في وسط من الإيثر الجاف، ثم يُضاف محلول مخفف من حمض H_2SO_4 ، أو استخدام بوروهيدريد الصوديوم $NaBH_4$ مذاباً في الإيثانول ثم يضاف إليه المحلول المخفف من الحمض
- 4- أما الاختزال بإضافة الهيدروجين إلى مركبات الكربونيل فهذا لتحضير الكحول صناعياً
- 5- تحضير الكحول الأولي باختزال الحمض الكربوكسيلي باستخدام $LiAlH_4$ في وسط من الإيثر الجاف، ثم يُضاف محلول مخفف من حمض H_2SO_4
- 6- تحضير الكحول من الإستر، حيث يتفكك الإستر عند تسخينه مع محلول قاعدة قوية مثل KOH فينتج الكحول وملح الحمض الكربوكسيلي
- 7- تحضير الكحول باستخدام مركبات غرينارد، وهذه من أشهر الطرق المتبعة في تحضير الكحولات، حيث عدد ذرات كربون الكحول الناتج هو مجموع ذرات الكربون في الغرينارد والكربونيل المستخدم، وهناك مخطط عام يوضح نوع الكحول لكل تفاعل تتعلمه بعد قليل إن شاء الله



مثال: يُحضّر 2-بروبانول $CH_3CHOHCH_3$ باستخدام



البروبين $CH_3CH=CH_2$ والماء وحمض الفسفوريك H_3PO_4 أكتب معادلة التفاعل الحاصل

مثال: أكتب معادلة كيميائية تبين ناتج تفاعل 1-بروموبروبان $CH_3CH_2CH_2Br$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH



الصوديوم NaOH



مثال: أكتب معادلات كيميائية تبين تحضير الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ إذا توافر لديك في المختبر الإيثان

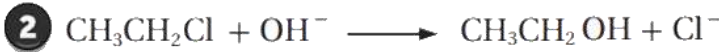
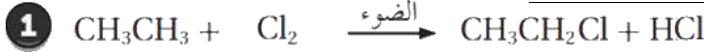
CH_3CH_3 والكلور Cl_2 والضوء ومحلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH

المطلوب: كحول أولي المتوفر: ألكان

مواد متوفرة: Cl_2 والضوء و KOH

التفاعل: من المواد المذكورة نستطيع هلجنة الألكان، فينتج هاليد ألكيل أولي، نتبعه بتفاعل استبدال مع القاعدة القوية

[خطوتان للتحضير]



مثال: يصعب تحضير المركب $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ مباشرة من تفاعل 2-كلوروبروبان $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3$

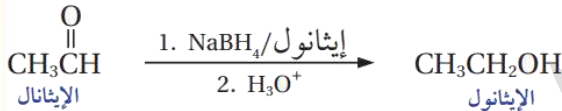
لأن $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3$ هاليد ألكيل ثانوي يتفاعل بالحذف لا الاستبدال، فإذا تفاعل بالحذف نتج منه ألكين

بروبين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ ، فحتى نحضر الكحول الثانوي، لا بد من خطوة ثانية في التحضير وذلك بإضافة

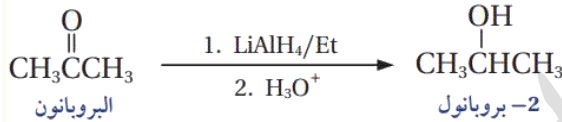
الماء إلى الألكين، فوقتها ينتج معنا $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ يعني هذا التحضير يحتاج خطوتان وليس مباشرة

مثال: أكتب معادلة كيميائية تبين تحضير الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ بتفاعل الإيثانال CH_3CHO مع

بوروهيدريد الصوديوم NaBH_4 ثم يضاف إليه محلول مخفف من حمض الكبريتيك H_2SO_4



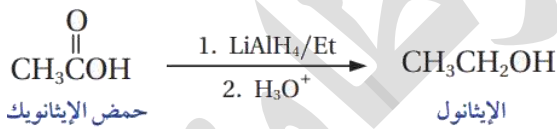
مثال: أكتب معادلة كيميائية تبين تحضير 2-بروبانول



$\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$ من البروبانول CH_3COCH_3 باستخدام

هيدريد الليثيوم والألمنيوم LiAlH_4

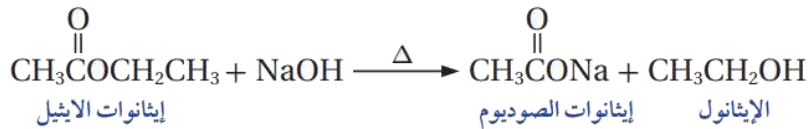
مثال: أكتب معادلة كيميائية لتحضير الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ من حمض الإيثانويك CH_3COOH باستخدام



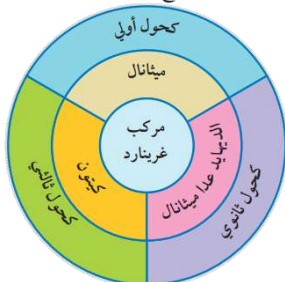
هيدريد الليثيوم والألمنيوم LiAlH_4

مثال: أكتب معادلة كيميائية لتحضير الإيثانول

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ بتسخين إيثانوات الإيثيل $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH



مخطط عام لنواتج تفاعلات مركبات الكربونيل مع مركب غرينارد.

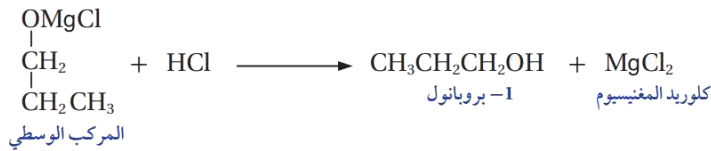
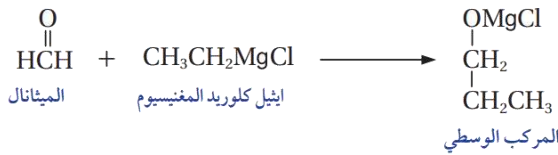


من أشهر الطرق المتبعة في تحضير الكحولات

نوع الكحول الناتج يعتمد على نوع الألددهايد أو الكيتون المتفاعل:

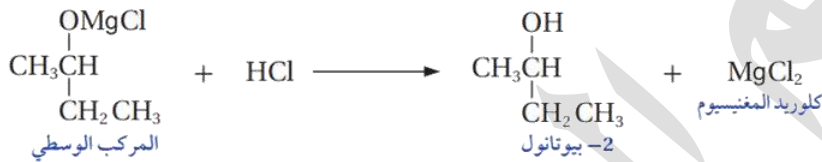
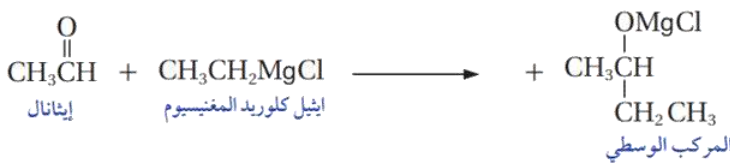
- 1- كحول أولي: ميثانال + غرينارد
- 2- كحول ثانوي: ألددهايد عدا الميثانال + غرينارد
- 3- كحول ثالثي: كيتون + غرينارد

مثال: أكتب معادلات كيميائية تبين تحضير 1-بروبانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ من تفاعل الميثانال CH_2O مع



إيثيل كلوريد المغنيسيوم $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl}$
المطلوب: 1-بروبانول "كحول أولي"
المتوفر: غرينارد (2 كربون) و ميثانال
إذا التحضير من خلال إضافة غرينارد فينتج
مركب وسطي، ثم تتبعه بحمض قوي HCl
لينتج 1-بروبانول

مثال: أكتب معادلات كيميائية تبين تحضير 2-بيوتانول $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$ من تفاعل إيثيل كلوريد



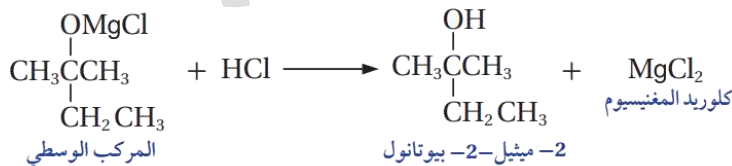
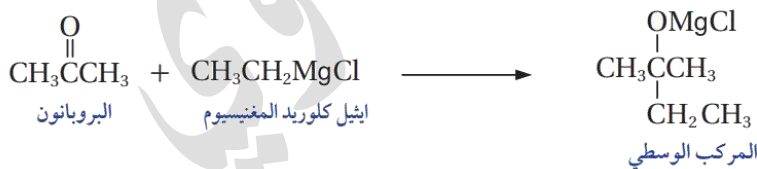
المغنيسيوم $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl}$ مع
الإيثانال CH_3CHO
المطلوب: 2-بيوتانول "كحول
ثانوي" من 4 كربون

المتوفر: غرينارد (2 كربون)
وإيثانال

إذا التحضير من خلال إضافة
غرينارد فينتج مركب وسطي، ثم

تتبعه بحمض قوي HCl لينتج 2-بيوتانول

مثال: الكحول 2-ميثيل-2-بيوتانول $\text{CH}_3\text{C}(\text{OH})(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$ يتكون من خمس ذرات كربون، يُحضر من تفاعل إيثيل كلوريد المغنيسيوم $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{MgCl}$ مع البروبانون CH_3COCH_3



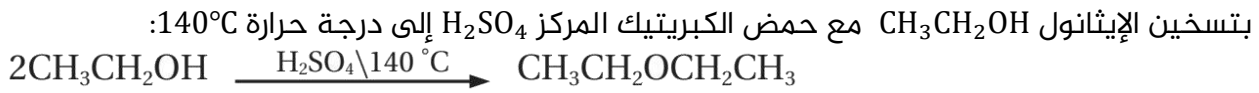
المطلوب: "كحول ثالثي" من 5 كربون
المتوفر: غرينارد (2 كربون) وبروبانون
إذا التحضير من خلال إضافة غرينارد
فينتج مركب وسطي، ثم تتبعه

بحمض قوي HCl لينتج 2-ميثيل-2-
بيوتانول

يُحضّر العديد من الإيثرات صناعياً ومن أهمها ثنائي إيثيل إيثر $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$

يستخدم ثنائي إيثيل إيثر كمذيب عضوي في كثير من التفاعلات

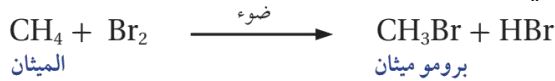
يُحضّر ثنائي إيثيل إيثر $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ صناعياً:



طرق تحضير الإيثرات مخبرياً: بشكل أساسي تحضّر بتفاعل هاليد الألكيل الأولي RX مع مركبات ألكوكسيد، مثل ألكوكسيد الصوديوم R-O-Na فيحل أيون ألكوكسيد RO^- محل أيون الهالوجين (تفاعل الاستبدال)

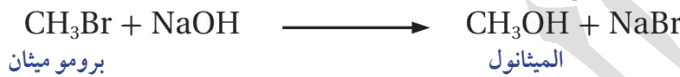
مثال: أكتب معادلات كيميائية توضح تحضير ثنائي ميثيل إيثر CH_3OCH_3 في المختبر من الميثان CH_4 مستخدماً الضوء والمواد الآتية: $\text{NaOH}, \text{Br}_2, \text{Na}$

1- لتحضير هاليد ألكيل من ميثان، نفاعل الميثان بالهجنة فينتج بروموميثان



2- لتحضير ألكوكسيد نحتاج كحول نفاعله مع فلز نشط، نسأل أنفسنا كيف نحصل على الكحول من الميثان؟

الجواب: الميثان نحوله إلى هاليد ألكيل ثم بالاستبدال يتحول إلى كحول لذا نستخدم جزء من هاليد الألكيل الناتج في خطوة 1 فينتج الكحول المطلوب ثم نفاعله مع الفلز النشط فينتج ميثوكسيد الصوديوم



3- نفاعل أيون ألكوكسيد مع هاليد الألكيل فينتج الإيثر المطلوب



مثال: أكتب معادلات كيميائية توضح تحضير إيثيل ميثيل إيثر $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ إذا توافر في المختبر

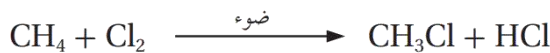
الميثان CH_4 والإيثين $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ مستخدماً الضوء والمواد الآتية: $\text{NaOH}, \text{HCl}, \text{Cl}_2, \text{Na}$

1- لتحضير هاليد ألكيل: نستخدم مثلاً الإيثين، نسأل أنفسنا ما هي طرق تحضير هاليد الألكيل؟ الجواب: بإضافة HX إلى الألكين وهي خطوة مباشرة فينتج كلوروايثان



2- لتحضير ألكوكسيد نحتاج كحول نفاعله مع فلز نشط، نسأل أنفسنا كيف نحصل على الكحول من الميثان؟ الجواب:

الميثان نحوله إلى هاليد ألكيل بالهجنة ثم بالاستبدال يتحول إلى كحول ثم نفاعله مع الفلز النشط فينتج ميثوكسيد



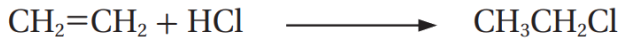
3- نفاعل أيون ألكوكسيد مع هاليد الألكيل فينتج الإيثر المطلوب





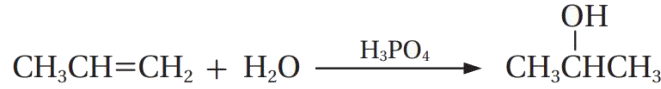
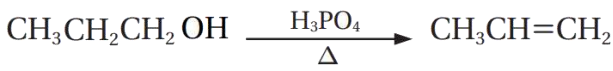
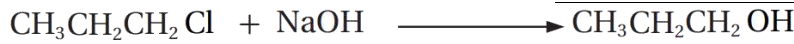
إذا توافر في المختبر 1-كلوروبروبان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ والإيثين $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ والمواد الآتية:
 $\text{NaOH, HCl, H}_3\text{PO}_4, \text{Na, H}_2\text{O}$

1- لتحضير هاليد ألكيل (2 كربون): نستخدم الإيثين، نسأل أنفسنا ما هي طرق تحضير هاليد الألكيل؟ الجواب: بإضافة HX إلى الألكين وهي خطوة مباشرة فينتج كلوروايثان

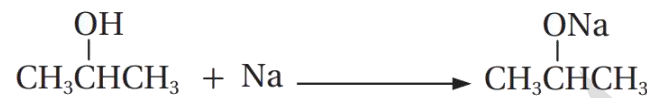


2- لتحضير ألكوكسيد (3 كربون متفرع) نحتاج كحول ثانوي نفاعله مع فلز نشط، نسأل أنفسنا كيف نحصل على الكحول من هاليد ألكيل أولي؟

الجواب: هاليد الألكيل الأولي المتوفر في السؤال لا يتفاعل إلا بالاستبدال ووقتها ينتج كحول أولي، لا بد لتحويل الكحول الأولي إلى ثانوي من المرور بخطوتي حذف وإضافة (تريك مهمة في التحضير)



3- يتفاعل الكحول الثانوي مع الفلز النشط لينتج ألكوكسيد متفرع (3كربون) ويتصاعد H_2



4- نفاعل أيون ألكوكسيد المتفرع (3كربون) مع هاليد الألكيل كلوروايثان (2 كربون) لينتج الإيثر المطلوب وملح NaCl



- يُعد حمض الإيثانويك (حمض الأسيتيك) CH_3COOH من أهم الحموض الكربوكسيلية
- يُحضّر حمض الإيثانويك CH_3COOH صناعياً: بتفاعل الميثانول CH_3OH مع أول أكسيد الكربون CO بوجود عامل مساعد من يود- روديوم (RhI) حسب المعادلة الآتية:



طرق تحضير الحموض الكربوكسيلية مخبرياً:

1- أكسدة الكحولات الأولية

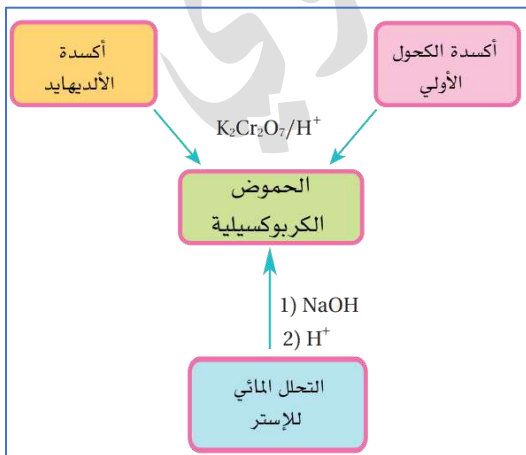
2- أكسدة الألددهيدات

والتأكسد يتم باستخدام عامل مؤكسد قوي في وسط

حمضي، مثل $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$ أو $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^+$

3- التحلل المائي للإستر

- التحلل المائي للإستر: يتفاعل الإستر مع محلول قاعدة قوية مثل NaOH , KOH مع تسخين، فينتج الكحول وملح الحمض الكربوكسيلي.

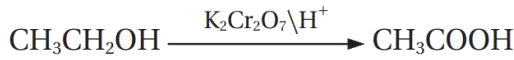


الشق الحمضي (2 كربون) إذًا نستخدم 1-بروموايثان المتوفر في السؤال لتحضير حمض الإيثانويك

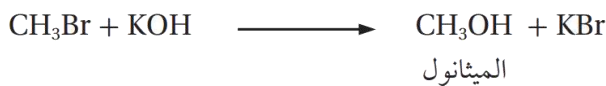
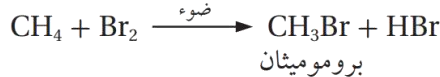
الشق الكحولي (1 كربون) إذًا نستخدم الميثان المتوفر في السؤال لتحضير ميثانول

2- لتحضير الحمض الكربوكسيلي من هاليد ألكيل أولي، نسأل أنفسنا يلزمنا لتحضير الحمض إما كحول أو ألدهايد أو إستر،

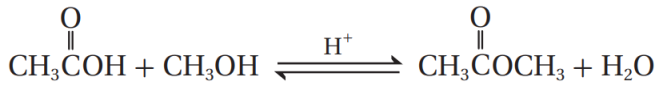
فهل يساعدنا هاليد الألكيل؟ الجواب: من السهولة تطبيق تفاعل الاستبدال وينتج كحول أولي نؤكسده إلى حمض



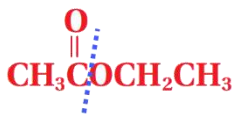
3- لتحضير الكحول من الميثان، المعطيات واضحة، نستخدم تفاعل الهلجنة، ثم الاستبدال لنحصل على الكحول المطلوب



4- نطبق تفاعل الأسترة



مثال: أكتب معادلات كيميائية توضح تحضير إيثانوات الإيثيل $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ بدءاً من الإيثانال



CH_3CHO وباستخدام المواد الآتية: Ni , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , H_2

الحل:

المطلوب: إستر $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ المتوفر: CH_3CHO

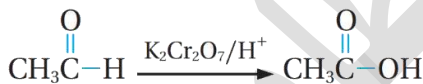
لا بد من تحضير كحول وحمض كربوكسيلي ونطبق تفاعل الأسترة

1- ننظر إلى صيغة الأستر المطلوب ونقسمه إلى شق حمضي وشق كحولي

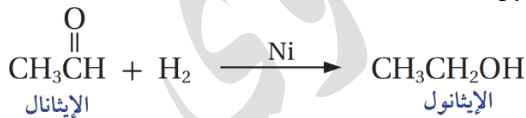
الشق الحمضي (2 كربون) إذًا نستخدم الإيثانال لتحضير حمض الإيثانويك بالأكسدة

الشق الكحولي (2 كربون) إذًا نستخدم الإيثانال لتحضير الإيثانول بالاختزال

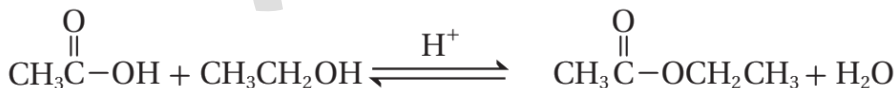
2- نؤكسد جزءاً من الإيثانال ونحصل على حمض الإيثانويك



3- نختزل الجزء الباقي من الإيثانال بتفاعل الهدرجة ونحصل على الإيثانول



4- نطبق تفاعل الأسترة



مهم بعد دراسة العصير: العودة إلى مراجعات الدروس والوحدات جميعها في الكتاب وأسئلة التفكير في

الأنشطة لعدم توفرها كلها في العصير، أما الأمثلة فقد توفرت وبشكل غير مكرر قدر الإمكان

مهم بعد ذلك: دراسة بنك 517 دائرة وزارية واختبار نفسك في امتحان وزاري كامل من الدورات 2021-2022

وستجد كل الملفات في حقيبة أوكسجين "كيمياء التوجيهي" المنهاج الجديد - إعداد: مريم السرطاوي

الربط والإثراء: الحموض والقواعد

الربط مع العلوم الطبية

سرُّ الطعم المرّ للأدوية يتكوّن العديد من الأدوية من قواعد تسمى الأمينات، وهي موادُّ عضويّة تُشتقُّ من الأمونيا NH_3 ، فالمستخلص المرّ من لحاء الكينا مادةٌ تسمى الكينين، وهو من الأمينات، وقد استُخدم في مكافحة الملاريا.

الربط مع الحياة

يعدُّ حمض الهيدروكلوريك (HCl) في المعدة من أهم الإفرازات المعدية التي تساهم في هضم البروتينات وتنشيط إنزيمات الهضم وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المعدة، وقد تجلّت 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.

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.

الربط مع الصناعة

ثلاثي فلوريد البورون BF_3 يُحصّر صناعياً بعدة طرق، منها تسخين البورون مع معدن الفلوريت CaF_2 بوجود حمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنوياً، وهو غازٌ 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.

الربط مع الصناعة

تستخدم 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.

الربط مع الصناعة

تُعَدُّ شركةُ مناجمِ الفوسفاتِ الأردنيَّةِ رائدةً في إنتاجِ حمضِ الفوسفوريكِ H_3PO_4 وحمضِ الكبريتيكِ H_2SO_4 بتقنيَّةٍ عاليةٍ في منطقةِ الشبيَّةِ في جنوبي الأردن؛ حيث تبلغُ كميَّةُ الإنتاجِ من حمضِ الفوسفوريكِ نحوَ 224 ألفَ طن سنويًّا، وقُرابةَ 660 ألفَ طنٍ متريٍّ من حمضِ الكبريتيكِ تُخزَّنُ في منشأةٍ خاصَّةٍ بمدينةِ العقبة؛ وبهذا تُعَدُّ الشركةُ لبنةً أساسيةً في بناءِ الاقتصادِ الوطني؛ لِمَا لها من إسهاماتٍ كبيرةٍ في تطويرِ صناعةِ التعدينِ في الأردن.

الربط مع علوم الأحياء

حمض الميثانويك $HCOOH$ أو

حمض الفورميك

سَخَّرَ اللهُ -عزَّ وجلَّ- هذا الحِمَضُ للنملِ كي يَستخدِمَهُ في كثيرٍ من المجالاتِ، من مثلِ الدفاعِ عن نفسه، فيقذفه في وجهِ أعدائه، ويفرزُه من الفكِ السُّفليِّ عند عَضِّ فرائسه (لسعاتِ النملِ)، ويستخدمُه مُطَهِّرًا للحفاظِ على أعشاشه نظيفةً ولتنظيفِ صغاره، ويفرزُه من المسامِّ الحِمضيَّةِ في بطونه؛ ليرشده في أثناءِ العودِ إلى مساكنه.

الربط مع علوم الأرض والبيئة

معالجة المياه

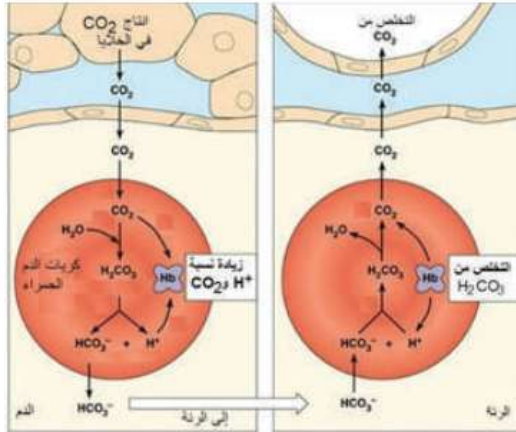
المناطق التي توجد فيها الصخور الجيرية، تحتوي المياه فيها على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم، ولتقليل هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم، بالاتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسبب ترسيبها.

الربط بالصحة

حليب المغنيسيا: محلولٌ معلقٌ من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدمُ في علاجِ الإمساكِ وعسرِ الهضمِ وحرقةِ المَعِدَةِ، وهو متوفِّرٌ في الصيدلياتِ على شكلِ حُبُوبٍ أو سائلٍ.

الإثراء والتوسع

المحلل المنظم في الدم



يحتوي الدم على عدد من المحاليل المنظمة، تحافظ على قيم الرقم الهيدروجيني بين (7.35-7.45)، وهذا نطاق ضيق تحدث فيه جميع التغيرات الكيميائية الحيوية في الجسم، وفي حال زيادة الرقم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقل من 6.8 يختل النظام الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة. ويُعدّ محلول حمض الكربونيك وقاعدته المرافقة ($H_2CO_3 \setminus HCO_3^-$) أحد أهم المحاليل المنظمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثل المحلول المنظم في الدم:



تؤدي زيادة ممارسة الأنشطة المتنوعة من قبل الشخص إلى زيادة معدل التنفس اللاهوائي في الخلايا وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، الذي يندفع إلى الدم ويتفاعل مع الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3 .



يمكن أن يزداد تركيز أيونات H_3O^+ في الدم نتيجة العديد من التفاعلات الحيوية في الجسم، فيعمل المحلول المنظم في الدم على التخلص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حمض الكربونيك H_2CO_3 ، فيزداد تركيزه، ويقل بذلك تركيز HCO_3^- ، ويقل تركيز أيونات H_3O^+ ، ويزداد تركيز أيونات OH^- ، ما يحفز الكلى على إنتاج أيونات HCO_3^- لتعويض النقص في تركيزها؛ وبذلك يزداد تركيز حمض الكربونيك في الدم، وتستقبل أيونات OH^- البروتون من حمض الكربونيك H_2CO_3 ، ويُزاح موضع الاتزان إلى اليمين نحو تكوين HCO_3^- مرة أخرى، ويزداد تركيز أيونات H_3O^+ من جديد.

وتستمر إزاحة موضع الاتزان مرة نحو اليسار ومرة نحو اليمين؛ ما يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتاً نسبياً ويحافظ على مدى ثابت من الرقم الهيدروجيني في الدم.

تعمل الكلى على ضبط تركيز أيونات HCO_3^- ، فتزيد إفرازها إلى الدم عند حدوث نقص في تركيزها، كما تزيد معدل امتصاصها عند حدوث زيادة في تركيزها.

وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حمض الكربونيك في الدم؛ ما يسبب استمرار اندفاع ثاني أكسيد الكربون CO_2 من الخلايا إلى الدم؛ حيث يتفكك حمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء ويجري التخلص منهما عن طريق التنفس؛ وبهذا فإن الرئة تعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حمض الكربونيك في الدم.

الربط والإثراء: الكيمياء الكهربائية

الربط مع الحياة



خلايا الوقود

هي خلايا جلفانية تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل غازي الأكسجين والهيدروجين وفق المعادلة الآتية: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ، وتتميز عن البطاريات بأنها لا تنضب ولا تحتاج إلى شحن، وقد استخدمت هذه الخلايا في تزويد المركبات الفضائية بالطاقة، وتستخدمها المستشفيات في توليد الطاقة حال انقطاع التيار الكهربائي، وتستخدم في عدة دول في تشغيل بعض الحافلات والسيارات.

الربط مع الحياة

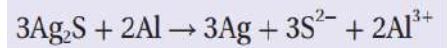


يحدث أحيانا انتفاخ لعلب الأغذية؛ أحد أسباب حدوثه تفاعل الأغذية الحامضية مع الفلز المكون للعلبة المحفوظة فيها، وينتج عن ذلك غاز الهيدروجين؛ مما يتسبب في انتفاخ العلبة، وغالبا ما تكون هذه التفاعلات جزءا من العوامل التي تُحدّد مدة صلاحية هذه المنتجات.

الربط مع الحياة



تتعرّض القطع الفضية للسواد مع الزمن بسبب تكون مادة كبريتيد الفضة Ag_2S على سطحها الخارجي. ويمكن إزالة هذه الطبقة بوضع هذه القطع الفضية بورق من الألمنيوم في وعاء يحتوي على محلول كربونات الصوديوم وملح الطعام وتسخينه، فتأكسد ذرات الألمنيوم وتختزل أيونات الفضة حسب المعادلة:



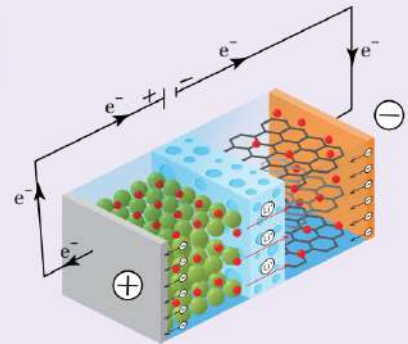
فتستعيد القطع الفضية لمعانها وبريقها.

الربط مع الحياة



شحن البطارية

تجمّع البطاريات القابلة لإعادة الشحن بين كيمياء كل من الخلايا الجلفانية وخلايا التحليل الكهربائي. فعند استخدام الأجهزة المحتوية عليها، كالهاتف الخليوي أو السيارة الكهربائية، تُحوّل الطاقة الكيميائية إلى كهربائية؛ أي تعمل كخلية جلفانية، أما عند شحن البطارية فإنها تعمل كخلية تحليل كهربائي تُحوّل الطاقة الكهربائية، التي تزود بها، إلى كيميائية؛ حيث ينعكس اتجاه حركة الإلكترونات فيها، ويحدث التفاعل العكسي للتفاعل المنتج للتيار الكهربائي في البطارية.



الإثراء والتوسع

إعادة تدوير البطاريات Recycling Batteries

تُستخدَمُ البطاريات لتزويد أجهزة مختلفة بالطاقة، تشمل السيارات والهواتف وأجهزة الحاسوب وغيرها، وعندما تنفذ البطارية أو تلتف تُرمى (يُستغنى عنها)، ويؤدي ذلك إلى تراكم كميات كبيرة من النفايات الخطرة؛ إذ تحتوي البطاريات على مواد كيميائية سامة وفلزات ثقيلة، ينتج عن تراكمها ودفنها مخاطر بيئية؛ فقد تسبب تلوث المياه والتربة، ومن هنا جاءت فكرة إعادة تدوير البطاريات.

تدوير البطاريات يعني معالجة نفاياتها بهدف التقليل منها بوصفها نفايات صلبة، وإعادة استخدام مكوناتها مرة أخرى.

إعادة تدوير بطارية الرصاص الحمضية

تعدُّ بطاريات الرصاص الحمضية من أقدم أنواع البطاريات القابلة لإعادة الشحن في العالم، ولإعادة تدويرها أهمية كبيرة في صناعة الرصاص في الوقت الحاضر؛ حيث يمثل الرصاص المُعاد استخدامه نحو 47% من إجمالي الرصاص المُستخدَم عالمياً.

وتشمل عملية إعادة تدوير بطاريات الرصاص الحمضية المُستخدَمة عدة مراحل، هي:



التجميع: وهي تجميع بطاريات الرصاص المُستخدَمة، وغالباً ما يتم ذلك لدى باعة البطاريات؛ حيث تجمعها الشركات التي تُعيدُ تدويرها. التكسير: إذ تُفكَّكُ البطارية في منشأة إعادة التدوير، وتُسحق مكوناتها باستخدام أدوات خاصة، فتتحول إلى شظايا.

الفرز: تتضمن هذه العملية فصل أجزاء بطارية الرصاص الحمضية بفرز المكونات البلاستيكية والورقية عن الرصاص والفلزات الثقيلة،

وسحب السائل الموجود فيها، يلي ذلك بدء كل مادة برحلة تدوير خاصة بها؛ إذ تُغسل القطع البلاستيكية وتُجفف ثم تُرسل إلى وحدة تدوير البلاستيك؛ حيث تُصهر وتُشكَّلُ إلى شكل كرات من مادة البولي بروبيلين، وتُستخدَمُ مرة أخرى لإنتاج صناديق بطاريات الرصاص الحمضية، ويمكن استخدامها في صناعة منتجات أخرى. أما ألواح الرصاص وأكسيده ومركباته الأخرى فتُصهر معاً في أفران الصهر، ثم تُصب في قوالب وتزال من على سطح مصهور الرصاص الشوائب المعروفة باسم الحَبث، وتترك السبائك لتبرد وتتصلب، ثم تُرسل إلى الشركات المُصنِّعة للبطاريات؛ حيث تُستخدَمُ في إنتاج ألواح جديدة من الرصاص وأكسيد الرصاص.

أما حمض الكبريتيك، وهو المُكوِّن السائل في البطارية، فيجري التعامل معه بطريقتين، أولاهما: مفاعلة الحمض مع مركب كيميائي قاعدي، فينتج ملح وماء، ثم يجري تجميع المياه الناتجة ومعالجتها والتأكد من مطابقتها لمواصفات المياه والتخلص منها في شبكة الصرف الصحي، أما الطريقة الثانية فيجري فيها تحويل الحمض إلى كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ، ثم استخدامه في صناعة منظفات الغسيل والزجاج والمنسوجات.

الربط والإثراء: الكيمياء الحركية

الربط بعلم الأحياء

الأنزيمات

وهب الله سبحانه وتعالى بعض الخلايا في أجسامنا القدرة على إنتاج الأنزيمات؛ فهي تعمل بوصفها عوامل مساعدة في تسريع حدوث التفاعلات في الخلايا، حيث تخفض طاقة التنشيط للتفاعل، ويعود ذلك إلى أن الكثير من التفاعلات في أجسام الكائنات الحية لا تحدث بالسرعة الكافية للمحافظة على الحياة إلا بوجود الأنزيمات. فمثلاً؛ أنزيم السكرينز، يحفز إلى التحلل المائي لمحلول السكر لتكوين سكريات الفركتوز والجلوكوز؛ لإمداد الجسم بالطاقة اللازمة للقيام بالأعمال الحيوية.

الربط بالهندسة

تتأثر سرعة تصلب الخلطة الأسمنتية (الخرسانة) بدرجة الحرارة، لذلك يعمل المهندس المختص على إضافة مواد كيميائية بنسب محددة إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها أو إبطائها؛ ضمن فترة زمنية محددة تبعاً لمواصفات قياسية. وبهذا يضاف كلوريد الكالسيوم إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها في فصل الشتاء، في حين يضاف الجبس إلى الخلطة لإبطاء سرعة تصلبها في فصل الصيف.

الربط بالفيزياء

استخدم العالم الكيميائي أحمد زويل طريقة يمكن وصفها بأنها أسرع كاميرا حتى الآن. تُنفذ باستخدام ومضات ليزيرية، حيث يكون الزمن بين الومضات منخفضاً جداً، حيث يمكن الوصول إلى مستويات زمنية صغيرة تصل إلى 10^{-15} من الثانية؛ سميت فيمتو ثانية، حيث مكنته من قياس سرعة بعض التفاعلات الكيميائية.

تقليل تلف الأطعمة

الإثراء والتوسع

تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة؛ فعند إعداد الطعام نزيد درجة الحرارة لإنضاجه. ولكن ترك الأطعمة في درجة حرارة الغرفة مدة يؤدي إلى تلفها بسبب حدوث تفاعلات كيميائية؛ فالتفاعلات الكيميائية التي تسبب تلف الأطعمة تكون أسرع كثيرًا عند درجة حرارة الغرفة منها عند وضع الأطعمة في الثلاجة. وبهذا تكون المحافظة على الأطعمة من التلف بحفظها في الثلاجة لضبط التفاعلات التي تحدث وتسبب تلفها. وكذلك بإضافة المواد الحافظة؛ ففي الصناعات الغذائية بوجه عام تستخدم طرائق مختلفة لحفظ الأطعمة، منها التجميد والتجفيف، أيضًا تستخدم مواد تسمى المثبطات Inhibitors، أو المواد الحافظة؛ وهي مواد مضادة للأكسدة تعمل على إبطاء سرعة التفاعل؛ لأن الأكسدة تسبب تلف الأطعمة ولاسيما تلك التي تحتوي على الدهون مثل الأجبان. واستعمال المواد الحافظة آمن في المنتجات الغذائية، وتزيد من مدة صلاحية الغذاء، ومن أنواع المواد الحافظة مضادات البكتيريا؛ وهي مركبات كيميائية لها رموز وأرقام، مثل المركب E220-227، حيث يدخل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 ، في تركيبه الأساسي ويستخدم في حفظ الفواكه.



الربط والإثراء: الكيمياء العضوية

الربط بالصناعة



استخدمت إحدى الشركات العالمية في تصنيع العطور خليطاً من بعض الألديهييدات فمثلاً؛ الألديهييد الذي يحتوي 10 ذرات كربون يعطي رائحة البرتقال، والذي يحتوي 12 ذرة كربون يعطي رائحة البنفسج. ولكن ليس كل الألديهييدات تعطي رائحة طيبة؛ فمنها ما يعطي رائحة تشبه رائحة الخضار المتعفنة، لذلك يجب استخدام الألديهييد المناسب في صناعة العطور.

الربط بالحياة



تستخدم معقّمات اليدين بشكل شائع في مختلف الأماكن، مثل المستشفيات، والمطاعم، والمدارس، وفي الاستعمال الشخصي؛ وذلك لقتل الميكروبات والحدّ من انتقال العدوى. ورغم استخدام مكونات مختلفة في تصنيع المعقّمات؛ إلا أن المكوّن الفعال هو الإيثانول أو 2-بروبانول.

الربط بالحياة



خلق الله - عزّ وجلّ - النباتات ولكل منها رائحة مميزة، فاللوز مثلاً؛ يحتوي على مركب ألديهييد يعطيه رائحة مميزة. وقد جرى استخلاص هذا المركب ويستخدم في صناعة منكهات المواد الغذائية وفي المستحضرات الطبية.

الربط بالصحة



الكشف عن الكيتون في البول يعدّ ارتفاع مستويات الكيتون في البول - أو ما يعرف بالحمض الكيتوني السكري - Diabetic Ketoacidosis - أول مؤشرات الإصابة بمرض السكري غير المكتشف، كما يعدّ أحد مضاعفات مرض السكري عند المصابين. يجري الكشف عن الكيتون في البول باستخدام اختبار روثيرا، الذي يكشف عن وجود البروبانول (الأسيتون) في البول، إذ يحول لون البول إلى اللون الأحمر.

الربط بالصناعة



هدرجة الزيوت

Hydrogenation of Oils

تعرف الزيوت المهدرجة باسم الدهون الصناعية (السمن)، حيث تُحول الزيوت السائلة غير المشبعة إلى زيوت مشبعة على شكل سمن نباتي أو زبدة صلبة؛ ويتم ذلك بإضافة الهيدروجين إلى الزيوت غير المشبعة (هدرجة الزيوت) بوجود عامل مساعد مناسب، وعند ظروف عالية من الضغط والحرارة. وذلك بهدف إطالة مدة الصلاحية وتسهيل عمليات الحفظ والتخزين.

الربط بالصناعة



استخلص الإنسان منذ القدم مسكناً للألم من لحاء شجر الصفصاف، إلى أن صُنِع الأسبرين فأصبح يستخدم في أنحاء العالم كافة بوصفه مسكناً للألم بوجه عام، حيث يحضر من خلال تفاعل الأسترة.



الربط بالحياة



يكون الإيثانال مبلمرات بسيطة منها؛ مبلمر مكون من ثلاثة مونومرات $(CH_3CHO)_3$ ، ويستخدم دواءً مُنومًا. أيضًا مبلمر مكون من أربعة مونومرات $(CH_3CHO)_4$ ، حيث يستخدم وقودًا صلبًا لمواقد التخميم.



الربط بالصناعة



حمض الأسيتيك أو حمض الإيثانوك CH_3COOH ؛ هو المكون للخل، ينتج حمض الأسيتيك صناعيًا من البتروكيماويات، يستخدم ما يقارب ثلث إجمالي حمض الأسيتيك المنتج في جميع أنحاء العالم في إنتاج أسيتات الفينيل $CH_3COOCH=CH_2$ ، وهو مركب يستخدم مونومرًا لإنتاج مبلمر بولي فينيل أسيتات PVA المكون لأصماغ الخشب. ويستخدم حمض الأسيتيك -أيضًا- في إنتاج إسترات

مختلفة منها؛ أسيتات السليلوز، حيث تستخدم لصناعة الأفلام الفوتوغرافية، ويمكن استخدامه -أيضًا- في تحضير بعض الأدوية مثل الأسبرين. في المنزل غالبًا ما يستخدم حمض الأسيتيك منظفًا منزليًا، إذ يدخل في تكوين مزيلات التكلُّس. وقد ثبت -أيضًا- أن حمض الأسيتيك له خصائص مضادة للبكتيريا والفطريات حتى عند تخفيفه، لذلك استخدم لتطهير الجروح ومنظفًا للأسطح في المطابخ.

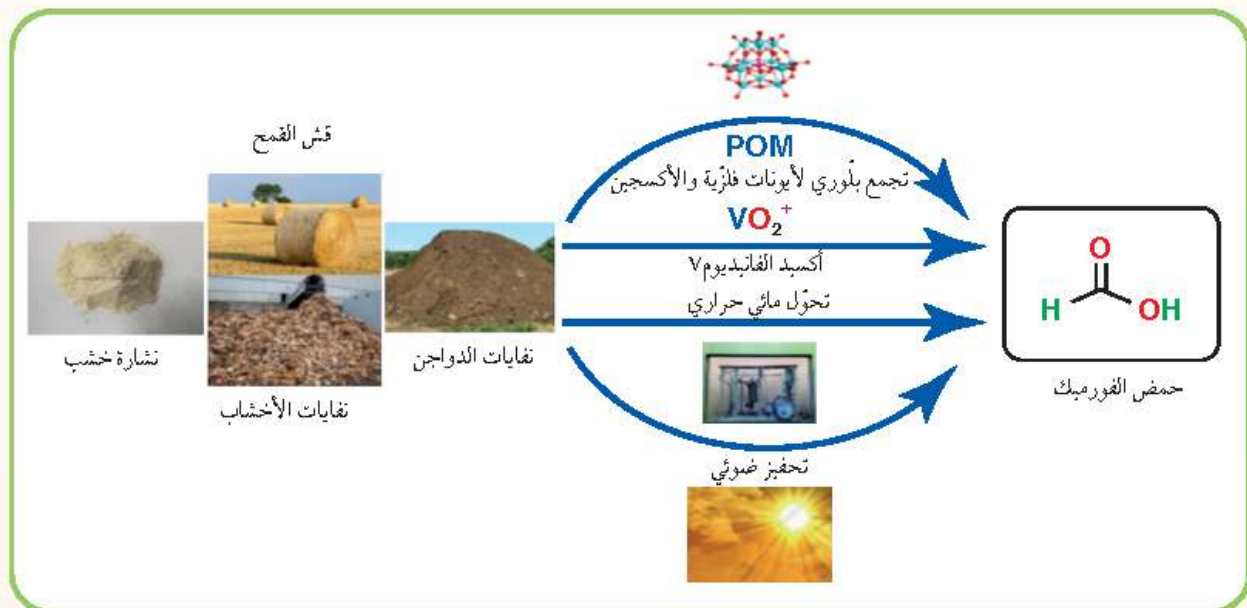
تحضير حمض الفورميك من أكسدة الكتلة الحيوية Preparation of Formic Acid from Biomass Oxidation

الإثراء والتوسع

يعدّ حمض الفورميك أو حمض الميثانويك HCOOH ، من المواد الكيميائية المهمة في صناعات متعددة منها؛ صناعة المنسوجات، والأدوية، والمواد الكيميائية الغذائية، وصناعة الجلود، والدباغة، ويستخدم مادةً حافظةً ومضادة للجراثيم في أعلاف الماشية. وكذلك يتوقع أن يصبح حمض الفورميك مصدراً لوقود الهيدروجين؛ إذ يمكن الحصول على حوالي 100% من الهيدروجين المخزن فيه لاستخدامه في خلايا الوقود.

ويحضر حمض الفورميك بعدة طرائق؛ وأكثرها شيوعاً التحلل المائي لميثانوات الميثيل، حيث يجري تحضيره صناعياً بتفاعل أول أكسيد الكربون مع الميثانول مكوناً ميثانوات الميثيل، وبعد ذلك تتحلل ميثانوات الميثيل في الماء لينتج حمض الميثانويك وكحول الميثانول، ويفصل الحمض، ثم يعاد استخدام الميثانول مرة أخرى لتكوين ميثانوات الميثيل، وهكذا.

أما في الوقت الحاضر؛ فهناك دراسات متعددة تركز على الكتلة الحيوية Biomass، بوصفها مصدراً للحصول على حمض الفورميك؛ نظراً لوفرتها وتدني تكلفتها. يطلق مصطلح الكتلة الحيوية على المخلفات العضوية للمحاصيل المختلفة، مثل قش القمح، ومخلفات الأخشاب، ونشارة الخشب، ومخلفات الدواجن.



حيث تجري أكسدة الكتلة الحيوية تحت ظروف مختلفة كما في الشكل، فتتحلل وتتحول إلى حمض الفورميك؛ بوجود فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ، والأكسجين O_2 ، بوصفهما عاملان مؤكسدان.