12 متقدم

كيمياء 2023/24

النسخة العربية

الوحدة 4 الأحماض والقواعد

إمسح الكود للحلول

أو قم بزيارة www.manasra.academy

إعداد الأستاذ عبدالرحيم قدومي

Manasra Academy

الوحدة الرابعة / الأحماض والقواعد

القسم الأول :مقدمة في الأحماض والقواعد

أمثلة على الأحماض :

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

أمثلة على القواعد :

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

الخصائص الفيزيائية:

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

الخصائص الكيميائية:

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

سلسلة النشاطية :

سلسلة النشاط
.
.
.
H
Cu
Ag
Hg
Pt
Au

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

تطبيقات

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

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

أ) Cu ب) Ca ج) Na د) Fe

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

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

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

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

أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد :

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

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

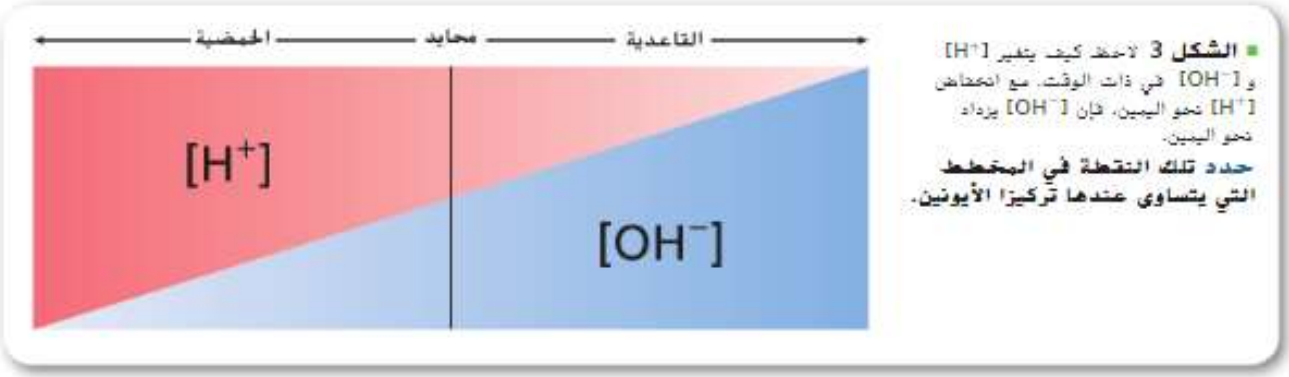
$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

جزيئا ماء — أيون الهيدرونيوم — أيون الهيدروكسيد

أو يمكن كتابتها بطريقة أخرى:

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

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



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

نموذج أرهينيوس:

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

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

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

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

قصور نموذج أرهينيوس:

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

سؤال :أكتب معادلة كيميائية لكل مما يلي:

1-

2- تأين حمض الكبريتيك H_2SO_4 في الماء :

3- تأين حمض الأسيتيكCH_3COOH في الماء:

4- تفكك هيدروكسيد الكالسيوم في الماء :

نموذج برونشتد – لوري :

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

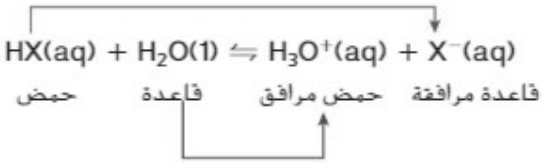
قاعدة برونشتد – لوري :مستقبل لأيون الهيدروجين.

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

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

الأحماض والقواعد المرافقة :

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

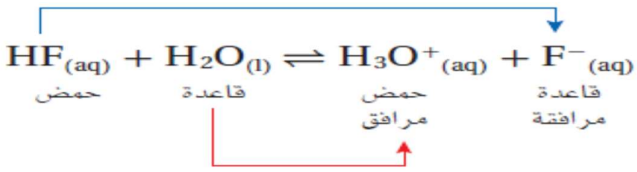


القاعدة المرافقة :هو النوع الناتج بعد أن يعطي الحمض أيون هيدروجين .

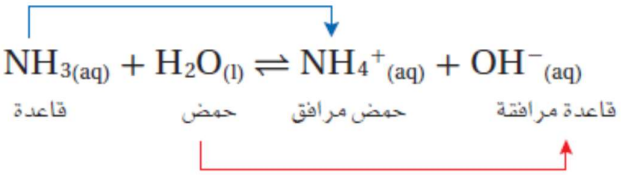
(**ملاحظة :** الحمض المرافق والقاعدة المرافقة مخصصان فقط لنواتج التفاعل بين الحمض والقاعدة)

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

أمثلة :



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



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

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

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

☜HCl /H_3O^+☜H_3O^+/ NH_3☜Na_2O / $NaOH$☜NH_4^+/NH_3

سؤال : أكمل الجدول التالي :

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

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

سؤال : وضح بالمعادلات أن الماء مادة أمفوتيرية :

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

تطبيقات

3. حدد زوج الحمض – القاعدة المرافق في كل تفاعل مما يلي:
   a. $NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_2O(l)$
   b. $HBr(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Br^-(aq)$
   c. $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
4. مسألة للتحدي نواتج التفاعل بين حمض وقاعدة هي H_3O^+ و SO_4^{2-}. اكتب معادلة موزونة للتفاعل وحدد أزواج الحمض القاعدة المرافقة.

الحل :

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

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

أنواع الأحماض من حيث عدد البروتونات :

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

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

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

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

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

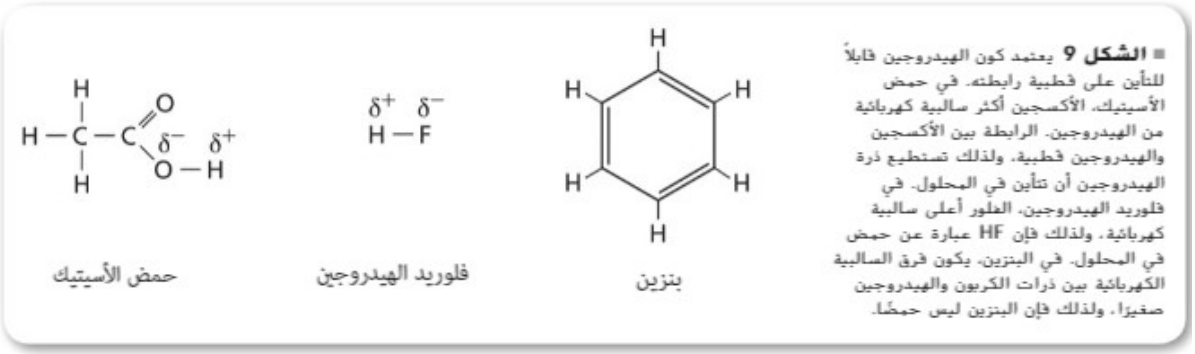
أما في المرحلة الثانية يكون أيون الكبريتات الهيدروجينية حمضا ضعيفا : $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{-2}$

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

سؤال : أكتب مراحل تأين حمض الفوسفوريك في الماء .

ذرات الهيدروجين القابلة للتأين :

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



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

الجدول 1 بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة			
الحمض		القاعدة المرافقة	
الإسم	الصّيغة	الإسم	الصّيغة
حمض الهيدروكلوريك	HCl	أيون الكلوريد	Cl^-
حمض النيتريك	HNO_3	أيون النيترات	NO_3^-
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-
أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-	أيون الكبريتات	SO_4^{2-}
حمض الهيدروفلوريك	HF	أيون الفلوريد	F^-
حمض الهيدروسيانيك	HCN	أيون السيانيد	CN^-
حمض الأسيتيك (الخليك)	$HC_2H_3O_2$	أيون الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$
حمض الفوسفوريك	H_3PO_4	أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$	أيون الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
أيون الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}	أيون الفوسفات	PO_4^{3-}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-
أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-	أيون الكربونات	CO_3^{2-}

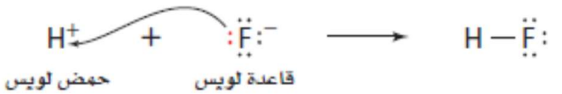
نموذج لويس : (أشمل من النماذج السابقة)

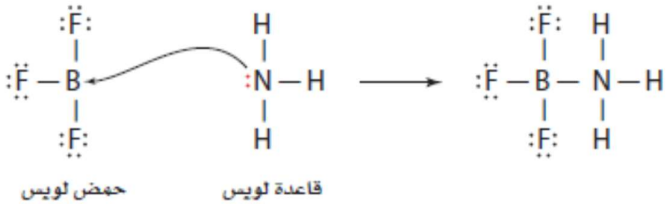
حمض لويس : هو عبارة عن أيون أو جزيء يمكن أن يستقبل زوجا من الالكترونات ليكون رابطة تساهمية .(لإحتوائه على فلك فارغ)
(مثل : BF_3 ، BCl_3 ، AlF_3 ، $AlCl_3$ ، وأي أيون موجب مثل Ag^+ , H^+)

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

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

أمثلة :

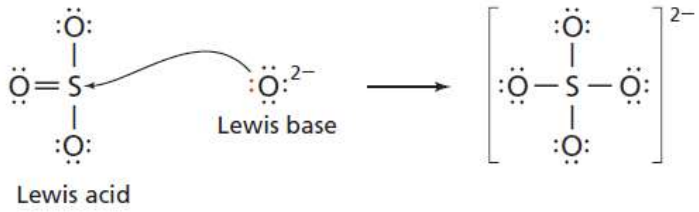




التفاعل	حمض لويس (مستقبل لزوج الالكترونات)	قاعدة لويس (مانحة لزوج من الالكترونات)
$H^+ + NH_3 \rightarrow NH_4^+$		
$Ag^+ + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+$		
$BF_3 + F^- \rightarrow BF_4^-$		
$BF_3 + NH_3 \rightarrow BF_3NH_3$		

أمثلة أخرى على تفاعلات أحماض وقواعد لويس

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



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

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

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

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

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

سؤال (1): اعتماداً على التفاعلات التالية :

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

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

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

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

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

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

إجابات مراجعة القسم الأول :

القسم 1 مراجعة

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

الواجب :حل الأسئلة 55 – 64 من أسئلة تقويم الوحدة

القسم الثاني :قوة الأحماض والقواعد :

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

أولاً : درجة التأين

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

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

الجدول 3 معادلات التأين

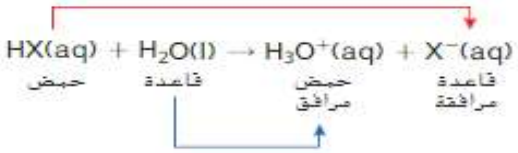
أحماض قوية		أحماض ضعيفة	
الإسم	معادلة التأين	الإسم	معادلات التأين
الهيدروكلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
الهيدروبوديك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الأسيتيك	$HC_2H_3O_2 \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$
البيركلوريك	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$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

قوة الأحماض ونظرية برونشتد ـ لوري :

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

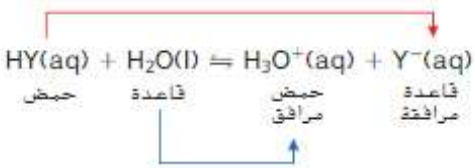
2- يتفاعل الحمض الأقوى مع القاعدة الأقوى لينتجا الحمض الأضعف والقاعدة الأضعف .

- مثال على تأين الحمض القوي (HX) :



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

- مثال على تأين الحمض الضعيف (HY) :



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

.....

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

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

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

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

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

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

تطبيقات

12. اكتب معادلات تأين وتعبيرات ثابت التأين لكل حمض.

a. $HClO_2$ b. HNO_2 c. HIO

13. اكتب معادلة التأين الأولى والثانية لـ H_2SeO_3.

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

الجدول 4 ثوابت التأين للأحماض الضعيفة

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

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

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

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

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

قوة القواعد : القواعد القوية والقواعد الضعيفة :

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

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

أمثلة :

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

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

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

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

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

قاعدة — حمض — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

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

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

والجدول التالي يوضح بعض القواعد الشائعة :

الجدول 6 ثوابت التأين للقواعد الضعيفة

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

ثابت تأين القاعدة : (k_b)

هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأين القاعدة.

تطبيقات

15. اكتب معادلات التأين وتعبيرات ثابت تأين القاعدة للقواعد الآتية:
   a. هكسيل أمين ($C_6H_{13}NH_2$)
   b. بروبيل أمين ($C_3H_7NH_2$)
   c. أيون الكربونات (CO_3^{2-})
   d. أيون الكبريتيت الهيدروجيني (HSO_3^-)

16. **مسألة للتحدي** اكتب معادلة للاتزان العكسي حيث تكون القاعدة في التفاعل الأمامي PO_4^{3-} والقاعدة في التفاعل العكسي OH^-.

إجابات مراجعة القسم الثاني :

القسم 2 مراجعة

17. يحتوي محلول HI على أيونات H_3O^+ و I^- وجزيئات الماء. يحتوي محلول HCOOH على أيونات H_3O^+ وأيونات $HCOO^-$ وجزيئات H_2O HCOOH.

18. كلما زادت قوة الحمض، ضعفت القاعدة المرافقة. كلما زاد ضعف الحمض، زادت قوة القاعدة المرافقة.

19. a. الحمض: HCOOH؛ قاعدة مرافقة: $HCOO^-$ قاعدة: H_2O؛ حمض مرافق: H_3O^+

b. الحمض: H_2O؛ قاعدة مرافقة OH^-؛ قاعدة: NH_3؛ حمض مرافق: NH_4^+

20. تشير قيمة K_b إلى أن الأنيلين قاعدة ضعيفة.

21. HS^-, HCO_3^-, HCN, H_2S, H_2CO_3, CH_3COOH, HF

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

القسم الثالث : أيونات الهيدروجين وPH :

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

التأين الذاتي للماء :

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

علل : لا تتغير قيمة K_w عند زيادة تركيز أيونات H^+ .

(عندما يزداد تركيز أيونات H^+ ينزاح الاتزان نحو التفاعل العكسي حسب **مبدأ لوشاتلييه** فيقل تركيز OH^- بسبب تفاعلها مع أيونات H^+ ويبقى حاصل ضرب تركيز الأيونين ثابت)

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

المحاليل المتعادلة والحمضية والقاعدية :

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

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

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

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

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

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

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

PH و POH :

سلم الرقم الهيدروجيني (PH) :

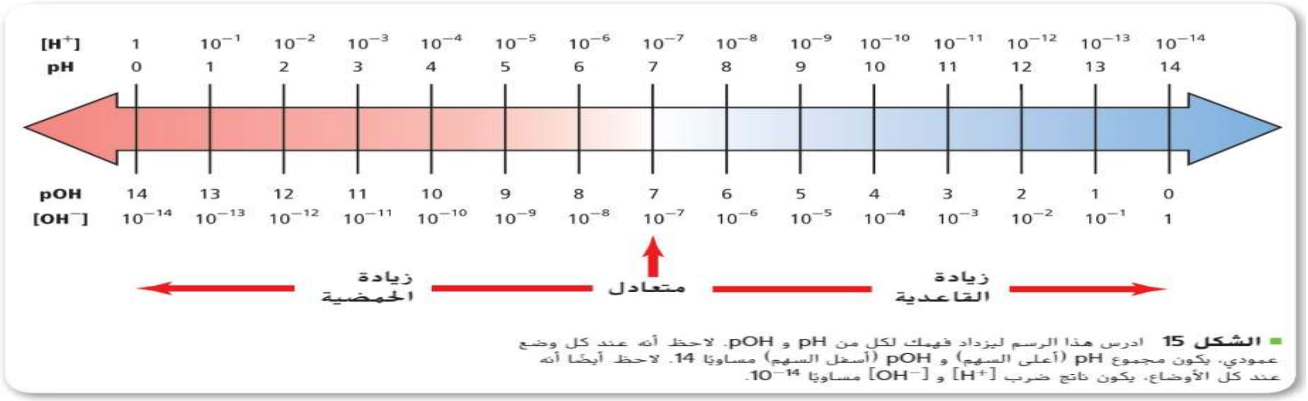
- **الرقم الهيدروجيني للمحلول(PH)** : هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم[H_3O^+] .
- **الرقم الهيدروكسيدي للمحلول (POH) :**هو سالب لوغاريتم تركيز أيونات الهيدروكسيد [OH^-]

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

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

$$pH + pOH = 14.00$$

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



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

سؤال (1) : أكمل الجدول التالي :

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

سؤال (3) :

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

سؤال (4) :

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

1- الحليب PH = 6.5

2- عصير الليمون PH = 2.37

3- حليب المغنيسيا PH = 10.5

4- محلول الأمونيا PH = 11.9

5- عينة من ماء البحر POH = 5.6

ملاحظات :

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

حساب k_a من PH، POH:

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

2- احسب ka للأحماض التالية اعتماداً على المعلومات المعطاة :

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

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

3- احسب ka للأحماض التالية اعتماداً على المعلومات المعطاة :

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

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

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

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

طرق قياس PH :

1- ورق الكواشف : تكون هذه الأوراق مغطاة بكاشف أو أكثر .

مثلورق تباع الشمس الذي يتغير لونه حسب تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول ويحدد المحلول اما أن يكون حض أوقاعدة.

من الأمثلة الأخرى على الكواشف كاشف الرقم الهيدروجيني الذي يتكون من عدة كواشف

الكاشف : مادة يعتمد لونها على تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول مثل تباع الشمس ، الفينولفثالين .

2- مقياس PH : يستخدم ايضاً لمعرفة PH للمحلول وهو أكثر دقة من ورق الكواشف .

القسم 3 مراجعة

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

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

واجب : - حل الأسئلة 75 – 84 .

القسم الرابع :تفاعلات التعادل

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

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

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

قاعدة + حمض → ملح + ماء

سؤال : اكتب المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل التعادل التالي :

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

معايرة الحمض – قاعدة :

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

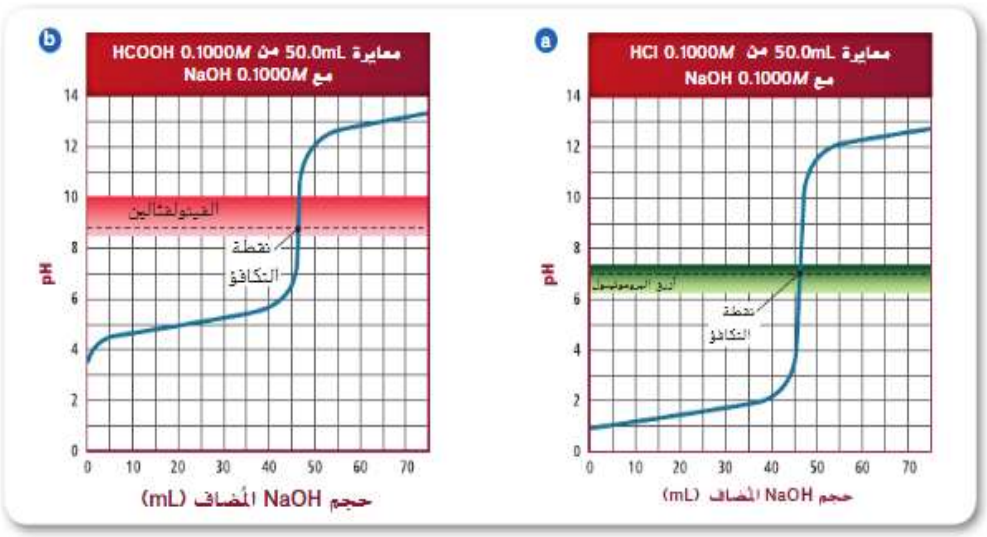
أدوات المعايرة : مقياس الرقم الهيدروجيني PH ، سحاحة ، دورق مخروطي

خطوات معايرة الحمض –قاعدة :

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

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

5- تمثيل النتائج بيانياً :



الشكل (a) :

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

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

سؤال : أذكر فرقين بين منحنيي المعايرة السابقين .

كواشف الحمض – قاعدة :

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

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

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

(أيونات الكاشف) (جزيئات الكاشف)

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

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

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

ففي المثال السابق :

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

الكواشف ونقطة نهاية المعايرة :

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

خطوات حل أسئلة المعايرة :

1- كتابة المعادلة الموزونة لتفاعل الحمض والقاعدة .

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

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

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

مسائل حسابية على المعايرة :

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

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

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

4- احسب حجم HCl تركيزه 0225M اللازم لمعايرة 6.0 g من KOH .

التحلل المائي للأملاح (تميؤ الأملاح):

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

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

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

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

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

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

- **تميؤ الكاتيون :**

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

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

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

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

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

حل الأسئلة التالية :

1- أي الأيونات التالية يتميأ وأيها لا يتميأ :

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

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

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

3- علل : المحلول المائي لملح نيترات الصوديوم متعادل .

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

نيترات الأمونيوم : ----------

كبريتات البوتاسيوم : ----------

أسيتات الروبيديوم : ----------

كربونات الكالسيوم : ----------

المحاليل المنظمة : (محاليل ثابتة الأس الهيدروجيني)

- **المحلول المنظم** : هو المحلول الذي يقاوم التغير في PH عند اضافة كميات محددة من الحمض أو القاعدة اليه ، ويتكون من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة أو من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق .

- **أهمية المحاليل المنظمة :**

- الحفاظ على PH ثابتة للماء في حوض السمك للمحافظة على الكائنات الحية.
- الحفاظ على PH ثابتة للدم (7.1 – 7.7)
- الحفاظ على PH ثابتة للعصارة الهاضمة في المعدة (1.6 – 1.8) .

- **طريقة عمل المحلول المنظم :**

ـعلل : خليط من حمض الهيدروفلوريكHF (0.1M) وفلوريد الصوديوم NaF (0.1M) يقاوم التغير في PH عند اضافة قليل من الحمض أو القاعدة اليه .

$$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$$

عند اضافة حمض (H^+) :

ـ تتحد أيونات H^+ المضافة مع ايونات الفلوريد (بسبب زيادة تركيزها ينزاح الاتزان الى اليسار حسب مبدأ لوشاتلييه) لتكوين جزيئات الحمض غير متفككة فيزول أثر الحمض .

$$HF(aq) \leftharpoondown H^+(aq) + F^-(aq)$$

عند اضافة قاعدة (OH^-) :

ـ تتحد أيونات OH^- المضافة مع أيونات H^+ الموجودة في المحلول لتكوين الماء فيقل تركيز أيونات H^+ في المحلول فينزاح الاتزتن الى الأمام لتعويض النقص في أيونات H^+ .

$$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$$

- **سعة المحلول المنظم Buffer Capacity**

هي كمية الحمض أو القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم امتصاصها دون حدوث تغيرات كبيرة في PH .
(فكلما زاد تركيز الأيونات والجزيئات في المحلول المنظم زادت مقدرته على مقاومة التغيرات في PH) .

- **اختيار المحلول المنظم المناسب :**

يكون المحلول المنظم أكثر فاعلية عندما يكون تركيز الأزواج المترافقة (الحمض وقاعدته المرافقة أو القاعدة وحمضها المرافق) متساويان أو تقريباً متساويان .

مثال : احسب PH للمحلول المنظم المتكون من تراكيز متساوية من (HPO_4^{-2} / $H_2PO_4^-$) اعتماداً على قيمة Ka للحمض $H_2PO_4^-$ (6.2×10^{-8}) .

الحل : نكتب معادلة تأين الحمض :

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$$

نكتب قانون ثابت تأين الحمض :

$$K_a = 6.2 \times 10^{-8} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO^{4-}]}$$

بما أن تركيز $H_2PO_4^-$] =[HPO_4^{-2}][يتم اختصارهما من القانون :

$$6.2 \times 10^{-8} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = [H^+]$$

ثم نحسب PH :

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

ملاحظة مهمة :يمكن حساب PH للمحلول المنظم باستخدام العلاقة : PH = -logka

- أمثلة على بعض المحاليل المنظمة وقيم PH لها :

الجدول 7 المحاليل المنظمة مع مكونات متساوية المولارية.

اتّزان المحلول المنظم	زوج الحمض ــ القاعدة المرافق في المحلول المنظم	pH للمحلول المنظم
$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$	HF/F^-	3.20
$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$	CH_3COOH/CH_3COO^-	4.76
$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$	H_2CO_3/HCO_3^-	6.35
$H_2PO_4^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$	$H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	7.21
$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	NH_4^+/NH_3	9.4
$C_2H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	$C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$	10.70

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

الاجابات :

القسم 4 مراجعة

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

12 متقدم

كيمياء 2023/24

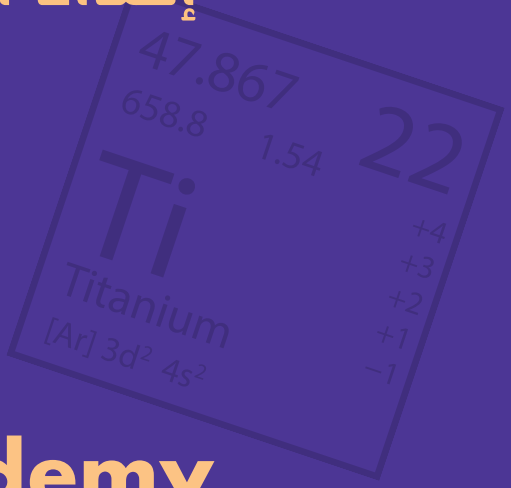
النسخة العربية

الوحدة 5 الأكسدة والاختزال

إمسح الكود للحلول

أو قم بزيارة www.manasra.academy

إعداد الأستاذ عبدالرحيم قدومي



Manasra Academy

الوحدة الخامسة / تفاعلات الاكسدة والاختزال

القسم الأول : الأكسدة والاختزال

- تفاعل الأكسدة والاختزال : هو التفاعل الذي تنتقل فيه الالكترونات من مادة الى اخرى .
- مثل : تفاعلات الاتحاد : $2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$

$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

أو مثل تفاعلات الاستبدال الأحادي :

$2KBr_{(aq)} + Cl_{2(aq)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + Br_{2(aq)}$

$2Br^-_{(aq)} + Cl_{2(aq)} \rightarrow Br_{2(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$

الاكسدة والاختزال :

- **الأكسدة :** هي عملية اتحاد المادة مع الأكسجين ، أو عملية فقدان المادة للالكترونات وزيادة عدد اكسدتها .

التأكسد: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

- **الاختزال :** هي عملية اكتساب المادة للالكترونات ونقصان عدد اكسدتها :

الاختزال: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

- عمليتا الاكسدة والاختزال مترافقتان ومتكاملتان (لأنه عندما تفقد المادة الالكترونات يجب ان يكون هناك مادة اخرى تكتسب هذه الالكترونات).

التغير في عدد الأكسدة :

- **عدد الأكسدة** : هو عدد الالكترونات التي فقدتها أو اكتسبتها الذرة لتكوين الأيونات .
- **سؤال** : حدد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت في التفاعل التالي : $2K_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2KCl_{(s)}$

- عدد التأكسد: 3+ الشحنة الأيونية: +3

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة :

- العامل المؤكسد : المادة التي تؤكسد مادة أخرى ويحدث لها اختزال . (تكتسب الكترونات)
- العامل المختزل : المادة التي تختزل مادة اخرى ويحدث لها أكسدة . (تفقد الكترونات)
- تطبيقات العوامل المؤكسدة والمختزلة: تنظيف اسطح الفلزات ، استخدام مبيض الملابس هيبوكلوريت الصوديوم NaClO وهو عامل مؤكسد يستخدم لاكسدة البقع والاصباغ.
- **تدريبات :**

50. حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:

$Fe_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

51. تحفيز حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:

a. $Mg_{(s)} + I_{2(s)} \rightarrow MgI_{2(s)}$

b. $H_2S_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow S_{(s)} + 2HCl_{(g)}$

تطبيقات

1. حدد إذا كانت كل من التغيرات التالية أكسدة أم اختزال.

a. $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$
b. $K \rightarrow K^+ + e^-$
c. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$
d. $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

2. تعرف على المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت في العمليات الآتية:

a. $2Br^- + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2Cl^-$
b. $2Ce + 3Cu^{2+} \rightarrow 3Cu + 2Ce^{3+}$
c. $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$
d. $2Na + 2H^+ \rightarrow 2Na^+ + H_2$

3. تعرف على العامل المؤكسد والعامل المختزل في المعادلة الآتية. فسر إجابتك.

$$Fe(s) + 2Ag^+(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2Ag(s)$$

4. **تحدي** تعرف على العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل تفاعل.

a. $Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$
b. $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + 2HCl$

47. أي المعادلات الآتية لا تمثل تفاعل أكسدة واختزال؟ فسر إجابتك.

a. $LiOH_{(s)} + HNO_{3(aq)} \rightarrow LiNO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$

b. $MgI_{2(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow MgBr_{2(s)} + I_{2(s)}$

تحديد أعداد الأكسدة :

- الجدول التالي يلخص قواعد عامة لتحديد اعداد الأكسدة :

الجدول 2-4 قواعد تحديد أعداد التأكسد للعناصر

القاعدة	مثال	عدد التأكسد (n)
1. عدد تأكسد الذرة غير المتحدة يساوي صفرًا.	Na, O_2, Cl_2, H_2	0
2. عدد تأكسد الأيون الأحادي الذرة يساوي شحنة الأيون.	Ca^{2+}	+2
	Br^-	−1
3. عدد تأكسد الذرة الأكثر كهروسالبية في الجزيء أو الأيون المعقد هو الشحنة نفسها التي سيكون عليها كما لو كان أيونًا.	N في NH_3	−3
	O في NO	−2
4. عدد تأكسد العنصر الأكثر كهروسالبية (الفلور) هو دائمًا 1− عندما يرتبط بعنصر آخر.	F في LiF	−1
5. عدد تأكسد الأكسجين في المركب دائمًا يساوي 2− ما عدا مركبات فوق الأكاسيد كما في المركب فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، حيث يساوي 1−. وعندما يرتبط بالفلور العنصر الوحيد الذي له كهروسالبية أعلى من الأكسجين يكون عدد تأكسده موجبًا.	O في NO_2	−2
	O في H_2O_2	−1
	O في OF_2	+2
6. عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته يساوي 1+، ماعدا الهيدريدات فيساوي 1−	H في NaH	−1
7. عدد تأكسد فلزات المجموعتين الأولى والثانية والألومنيوم يساوي عدد إلكترونات المدار الخارجي.	K	+1
	Ca	+2
	Al	+3
8. مجموع أعداد التأكسد في المركبات المتعادلة يساوي صفرًا.	$CaBr_2$	$(+2) + 2(-1) = 0$
9. مجموع أعداد التأكسد للمجموعات الذرية يساوي شحنة المجموعة.	SO_3^{2-}	$(+4) + 3(-2) = -2$

تطبيق

5. حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط سميك في صيغ المركبات التالية:

a. $NaClO_4$ b. $AlPO_4$ c. HNO_2

6. حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط سميك في صيغ الأيونات التالية:

a. NH_4^+ b. AsO_4^{3-} c. CrO_4^{2-}

7. حدد عدد التأكسد للنيتروجين في كل من الجزيئات التالية:

a. NH_3 b. KCN c. N_2H_4

8. **تحدي** حدد التغير الكلي في عدد تأكسد جميع العناصر الموجودة في معادلات الأكسدة والاختزال الآتية:

a. $C + O_2 \rightarrow CO_2$

b. $Cl_2 + ZnI_2 \rightarrow ZnCl_2 + I_2$

c. $CdO + CO \rightarrow Cd + CO_2$

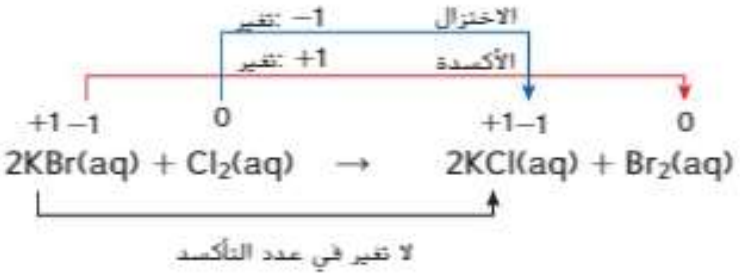
5. a. +7
b. +5
c. +3

6. a. −3
b. +5
c. +6

7. a. −3
b. −3
c. −2

8. a. C, +4; O, −2
b. I, +1; Cl, −1; Zn, no change
c. C, +2; Cd, −2; O, no change

التغير في اعداد التاكسد في تفاعلات الكسدة والاختزال:



علل: لم يحدث تغير في عدد تأكسد البوتاسيوم؟ ----------

إجابات مراجعة القسم الأول :

القسم 1 مراجعة

9. إذا فقدت ذرة أو أيون ما إلكترونًا، فيجب أن تكتسب ذرات أخرى هذا الإلكترون.
10. العامل المؤكسد يتسبب في تأكسد نوع آخر عن طريق اكتساب الإلكترونات منه. العامل المختزل يتسبب في اختزال نوع آخر عن طريق فقدان إلكترونات إليه.
11. $2Fe(s) + 6HBr(aq) \rightarrow 2FeBr_3(aq) + 3H_2(g)$؛ يتأكسد الحديد Fe ويختزل الهيدروجين (H)
12. a. +5
    b. −3
    c. +5
    d. +6
13. a. +7
    b. +7
    c. +3
    d. −3
14. بشكل عام، كلما نزلت إلى أسفل الجدول الدوري ضمن مجموعة واحدة، محددة، يزداد الميل لفقدان الإلكترونات وبالتالي تزداد قابلية الاختزال.

واجب : حل أسئلة مراجعة الوحدة 33- 50 .

القسم الثاني : وزن معادلات الأكسدة والاختزال :

وزن معادلات الاكسدة والاختزال بطريقة نصف التفاعل :

- من امثلة معادلات الاكسدة والاختزال :

$$2Fe_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2FeCl_{3(aq)}$$

الأكسدة : $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$

الاختزال: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

- **التفاعل النصفي** : هو التفاعل الذي يمثل تفاعل أكسدة أو اختزال .
- **النوع**:هوأي جسيم كيميائي يشارك في العملية الكيميائية.
- يمكن للحديد أن يختزل أنواع عديدة من المواد :

الجدول 5 تفاعلات الأكسدة والاختزال التي يتأكسد فيها الحديد

التفاعل الكلي (غير موزون)	نصف تفاعل الأكسدة	نصف تفاعل الاختزال
$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$	$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$	$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$
$Fe + F_2 \rightarrow FeF_3$		$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$
$Fe + HBr \rightarrow H_2 + FeBr_3$		$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
$Fe + AgNO_3 \rightarrow Ag + Fe(NO_3)_3$		$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + Fe_2(SO_4)_3$		$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

- يمكن استخدام انصاف التفاعلات في وزن معادلات الكسدة والاختزال .
- **سؤال :** زن التفاعل التالي بالطريقة النصفية : $Fe_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe_2(SO_4)_{3(aq)}$

جدول 6 طريقة نصف التفاعل

1. اكتب المعادلة الأيونية غير الموزونة للتفاعل مستبعدًا الأيونات المتفرجة.
$Fe + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow Cu + 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$
$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Cu + 2Fe^{3+}$

2. اكتب تفاعلي الأكسدة والاختزال منفصلين.
$\overset{0}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{2Fe^{3+}}$ (الأكسدة) $\qquad \overset{+2}{Cu^{2+}} \rightarrow \overset{0}{Cu}$ (الاختزال)

3. زن الذرات في تفاعلي الأكسدة والاختزال ثم زن الشحنات بإضافة إلكترونات للمواد المتفاعلة أو الناتجة.
$2Fe \rightarrow 2Fe^{3+} + 6e^- \qquad Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

4. قم بضبط المعاملات بحيث يكون عدد الإلكترونات المفقودة في الأكسدة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في الاختزال.
$2Fe \rightarrow 2Fe^{3+} + 6e^- \qquad 3Cu^{2+} + 6e^- \rightarrow 3Cu$

5. اجمع تفاعلي الأكسدة والاختزال الموزونين.
$2Fe + 3Cu^{2+} \rightarrow 3Cu + 2Fe^{3+}$

6. أعد الأيونات المتفرجة إن رغبت.
$2Fe(s) + 3CuSO_4(aq) \rightarrow 3Cu(s) + Fe_2(SO_4)_3(aq)$

تطبيق

استخدم طريقة نصف التفاعل لوزن معادلات الأكسدة والاختزال التالية:

23. $Cr_2O_7^{2-}(aq) + I^-(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + I_2(s)$ (في محلول حمضي)
24. $Mn^{2+}(aq) + BiO_3^-(aq) \rightarrow MnO_4^-(aq) + Bi^{2+}(aq)$ (في محلول حمضي)
25. **تحدي** $N_2O(g) + ClO^-(aq) \rightarrow NO_2^-(aq) + Cl^-(aq)$ (في محلول قاعدي)

23. $14H^+(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + 6I^- \longrightarrow 3I_2(s) + 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$
24. $3Mn^{2+}(aq) + 5BiO_3^-(aq) + 6H^+(aq) \longrightarrow 3MnO_4^-(aq) + 5Bi^{2+}(aq) + 3H_2O(l)$
25. $N_2O(g) + 2ClO^-(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow 2NO_2^-(aq) + 2Cl^-(aq) + H_2O(l)$

سؤال : اكتب معادلة أيونية موزونة مستعملًا أزواج أنصاف تفاعلات الأكسدة والاختزال الآتية:

a.

$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

$Te^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Te_{(s)}$

b.

$IO_4^-{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow IO_3^-{}_{(aq)}$

$Al_{(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3e^-$ (في الوسط الحمضي)

c.

$I_{2(aq)} + 2e^- \rightarrow 2I^-_{(aq)}$

$N_2O_{(g)} \rightarrow 2NO_3^-{}_{(aq)} + 8e^-$ (في الوسط القاعدي)

القسم 2 مراجعة

26. نظرا لأن النواة (خاصة عدد البروتونات) لا تتغير أبدا أثناء هذا النوع من التفاعل حينما يحدث انتقال للإلكترونات من أو إلى نوع كيميائي معين، يحدث تغير في شحنة هذا النوع. تزيد الأكسدة من عدد التأكسد بينما يقلله الاختزال.
27. من المهم معرفة أن H_2O وأي من H^+ أو OH^- يتوفران لوزن المعادلة.
28. يجب أن تكون الإجابات مشابهة للمعلومات الواردة في الجدول 4
29. يوضح تفاعل الأكسدة النصفي عدد الإلكترونات التي يفقدها النوع. يوضح تفاعل الاختزال النصفي عدد الإلكترونات التي يكتسبها النوع.
30. الأكسدة: $Pb \rightarrow Pb^{2-} + 2e^-$
الاختزال $Pd^{2+} + 2e^- \rightarrow Pd$
31. ثلاثة أيونات Sn^{2+} وأيونان من Au^{3+}
32.
a. $3HClO_3 \rightarrow 2ClO_2 + HClO_4 + H_2O$
b. $5H_2SeO_3 + 2HClO_3 \rightarrow 5H_2SeO_4 + Cl_2 + H_2O$
c. $Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O$

واجب : حل أسئلة مراجعة الوحدة 51 - 71 .

تم بحمدالله

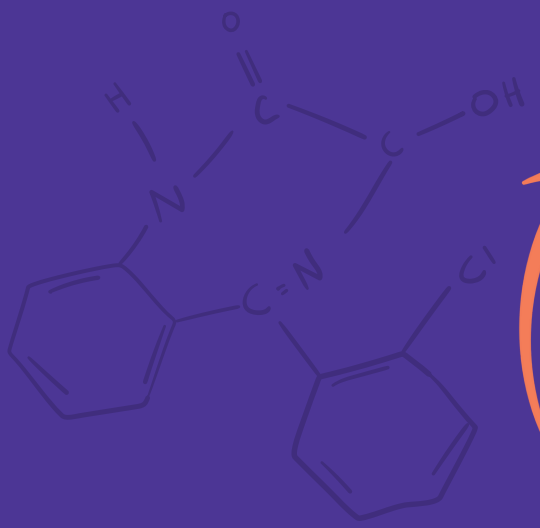
12 متقدم

كيمياء 2023/24

النسخة العربية

الوحدة 6

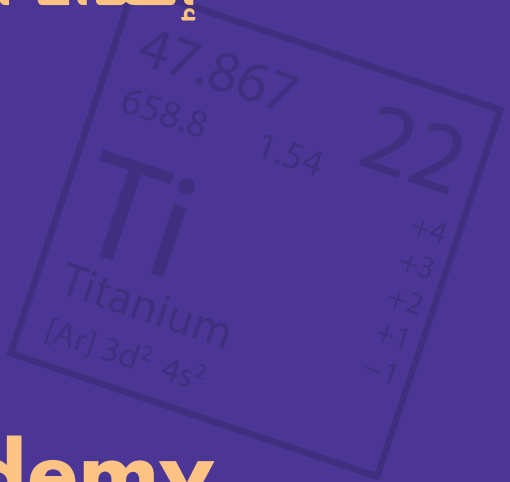
الكيمياء الكهربائية



إمسح الكود للحلول

أو قم بزيارة www.manasra.academy

إعداد الأستاذ عبدالرحيم قدومي



Manasra Academy

الوحدة السادسة / الكيمياء الكهربائية

القسم الأول : الخلايا الفولتية:

الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية:

الكيمياء الكهربائية : هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال التي تتحول من خلالها الطاقة الكيميائية الى طاقة كهربائية وبالعكس .

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \xrightarrow{2e^-} Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

- ادرس تفاعل الاكسدة والاختزال التالي جيداً :
ثم اجب عن الاسئلة التالية :

- ما هي المادة التي حدث لها اكسدة ؟ واكتب التفاعل النصفي للاكسدة . ----------

- ما المادة التي حدث لها اختزال ؟ واكتتب الفاعل النصفي للاختزال . ----------

- لماذا لا يحدث تفاعل اكسدة واختزال في الشكل (a) ؟ ----------

- لماذا لا يحدث تفاعل اكسدة واختزال في الشكل (b) ؟ ----------

الشكل 1 تم وضع هذه الأوعية وترتيبها بحيث يتأكسد الخارصين في جانب واحد، بينما يتم اختزال أيونات النحاس في الجانب الآخر. في a تم غمس لوح الخارصين في 1 M محلول كبريتات الخارصين ولوح النحاس في 1 M كبريتات النحاس. في b يوفر السلك الفلزي الذي يربط بين لوحي الخارصين والنحاس مسارًا لانتقال الإلكترونات ولكن هذا المسار غير كامل. فلا يزال انتقال الإلكترونات غير ممكن.

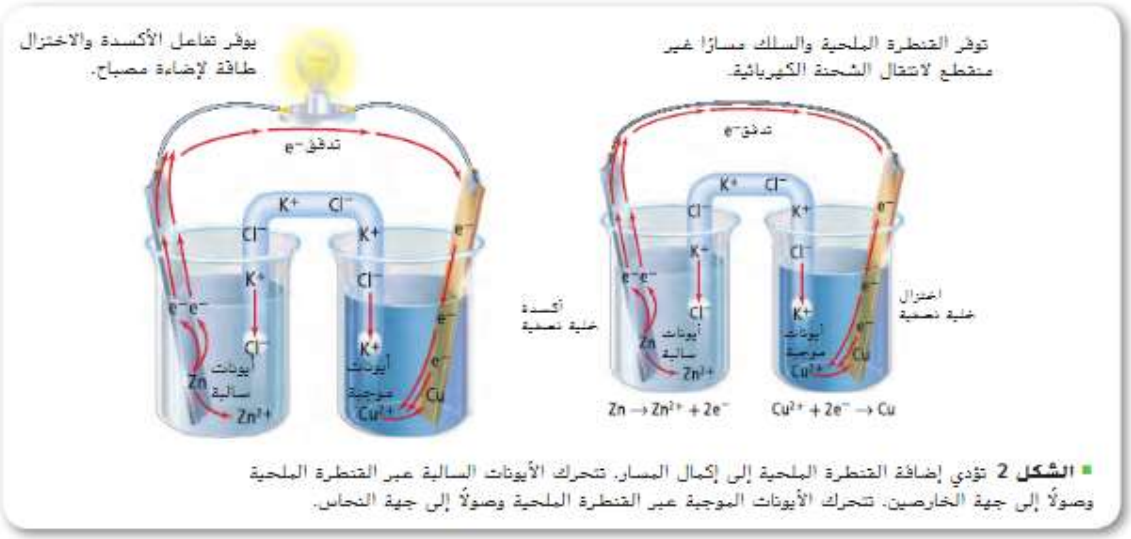
- ما هي وظيفة السلك في الشكل (b) ؟ ----------
- يبدأ لوح الخارصين بالاكسدة وكاتيونات النحاس بالاختزال ولكن لا تستمر هذه التفاعلات ؟ فسر ذلك .

- كيف تم حل مشكلة تراكم الشحنات على الاقطاب ؟ ----------
- عرف القنطرة الملحية؟----------

- مم تتكون القنطرة الملحية ؟ ----------

- **سؤال :** اذكر وظيفتين للقنطرة الملحية ؟

الخلايا الكهروكيميائية :



■ **الشكل 2** تؤدي إضافة القنطرة الملحية إلى إكمال المسار. تتحرك الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية وصولًا إلى جهة الخارصين. تتحرك الأيونات الموجبة عبر القنطرة الملحية وصولًا إلى جهة النحاس.

- **الخلية الكهروكيميائية :** هي جهاز يستخدم تفاعل الاكسدة والاختزال لانتاج الطاقة الكهربائية أو يستخدم الطاقة الكهربائية لاحداث تفاعل كيميائي .
- **الخلية الفولتية :** نوع من انواع الخلايا الكهروكيميائية التي تحول الطاقة الكيميائية الى كهربائية من خلال تفاعل الاكسدة والاختزال التلقائي . (سميت بالخلية الفولتية نسبة الى العالم الايطالي اليساندرو فولتا الذي صمم اول خلية عام 1800)

كيمياء الخلايا الفولتية :

تتكون الخلية الكهروكيميائية من :

- نصفا الخلية : كل نصف يحدث فيه تفاعل اكسدة او اختزال
- كل نصف يتكون من قطب مغمور في محلول يحتوي على ايونات القطب .

- **القطب : هو مادة موصلة للكهرباء مثل القطع المعدنية أو الجرافيت.**
- **الانود** : الالكترود أو القطب الذي تحدث عنده عملية الاكسدة .
- **الكاثود**: الالكترود او القطب الذي تحدث عنده عملية الاختزال .

الخلايا الفولتية والطاقة :

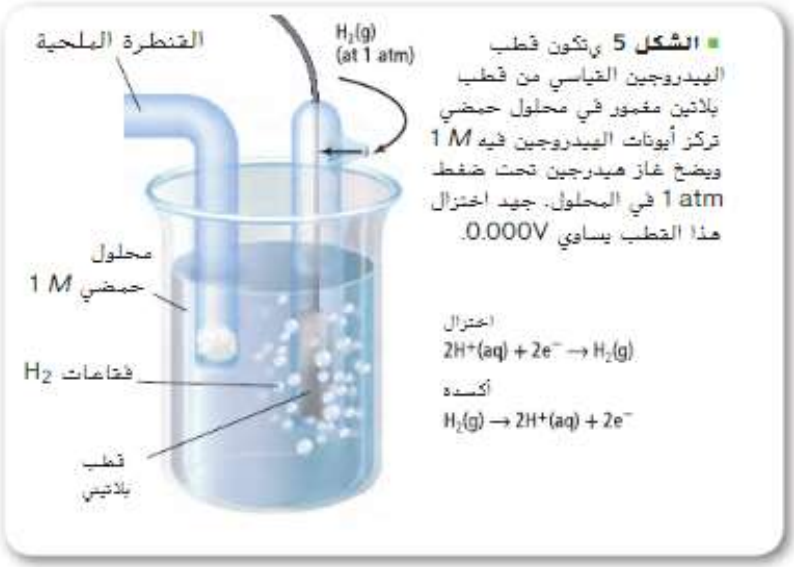
- تنتقل الشحنة الكهربائية بين نقطتين (القطبين) فقط عندما يوجد اختلاف في طاقة الوضع الكهربائية الكامنة بينهما .
- القوة الدافعة الكهربائية EMF: هي القوة التي تدفع الشحنات المتولدة عند الانود باتجاه الكاثود .
- تتولد هذه القوة نتيجة الفرق في طاقة الوضع الكهربائية بين القطبين وتسمى جهد الخلية .
- **الفولت :** هو وحدة قياس جهد الخلية .
- **يعتبر فرق الجهد الكهربائي V** للخلية الفولتية مؤشراً لكمية الطاقة المتوفرة لتحريك الالكترونات من الانود الى الكاثود
- **يتم تحديد فرق الجهد في الخلية** بمقارنة الفرق بين ميل كلا القطبين لاكتساب الالكترونات ، فكلما زاد الفرق زاد فرق الطاقة الكامنة بين القطبين وزاد معه جهد الخلية .

حساب جهود الخلايا الكهروكيميائية :

- **جهد الاختزال : هو ميل المادة لاكتساب الالكترونات .**
- لا يمكن تحديد جهد اختزال القطب بصورة مباشرة لأن نصف تفاعل الاختزال يجب أن يقترن بنصف تفاعل الأكسدة
- لذلك تم استخدام **قطب الهيدروجين القياسي** لقياس جهد الاختزال لجميع الاقطاب .

قطب الهيدروجين القياسي :

- مم يتكون قطب الهيدروجين القياسي ؟



الشكل 5 يتكون قطب الهيدروجين القياسي من قطب بلاتين مغمور في محلول حمضي تركز أيونات الهيدروجين فيه 1 M ويضخ غاز هيدرجين تحت ضغط 1 atm في المحلول. جهد اختزال هذا القطب يساوي 0.000V.

- جهد الاختزال القياسي (E°_{H2}) لقطب الهيدروجين = 0.00V

$$2H^+(aq) + 2e^- \underset{\text{الأكسدة}}{\overset{\text{الاختزال}}{\rightleftharpoons}} H_2(g) \qquad E^0 = 0.000\ V$$

- الظروف القياسية هي [محلول تركيزه 1M من الايونات عند درجة حرارة 25°C وضغط جوي مقداره 1atm]

.

جهود انصاف الخلايا :

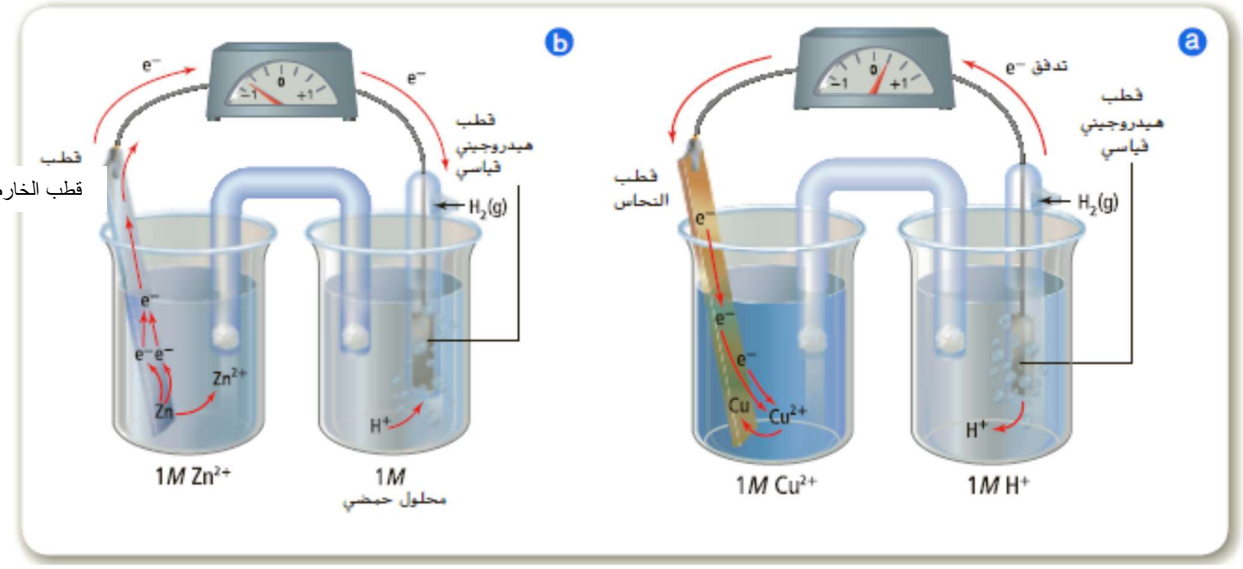
- لقياس جهد اختزال نصف الخلية يتم توصيلها بقطب الهيدروجين القياسي .
- قام العلماء على مر السنين بقياس جهود الاختزال القياسية لانصاف خلايا كثيرة ومختلفة وتم وضعها في جدول .
- يوضح الجدول التالي جهود الاختزال القياسية لكثير من التفاعلات الشائعة مرتبة تصاعدياً حسب جهود اختزالها .
- **القطب الذي يكون جهد اختزاله اعلى يكون كاثود .**
- **القطب الذي يكون جهد اختزاله اقل يكون انود .**

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

التفاعل النصفي	E^0 (V)	التفاعل النصفي	E^0 (V)
$Cu^{2+} + e^- \rightleftarrows Cu^+$	+0.153	$Li^+ + e^- \rightleftarrows Li$	−3.0401
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cu$	+0.3419	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ca$	−2.868
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftarrows 4OH^-$	+0.401	$Na^+ + e^- \rightleftarrows Na$	−2.71
$I_2 + 2e^- \rightleftarrows 2I^-$	+0.5355	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mg$	−2.372
$Fe^{3+} + e^- \rightleftarrows Fe^{2+}$	+0.771	$Be^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Be$	−1.847
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightleftarrows NO_2 + H_2O$	+0.775	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Al$	−1.662
$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightleftarrows 2Hg$	+0.7973	$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mn$	−1.185
$Ag^+ + e^- \rightleftarrows Ag$	+0.7996	$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cr$	−0.913
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Hg$	+0.851	$2H_2O + 2e^- \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$	−0.8277
$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Hg_2^{2+}$	+0.920	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Zn$	−0.7618
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftarrows NO + 2H_2O$	+0.957	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Cr$	−0.744
$Br_2(l) + 2e^- \rightleftarrows 2Br^-$	+1.066	$S + 2e^- \rightleftarrows S^{2-}$	−0.47627
$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pt$	+1.18	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Fe$	−0.447
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftarrows 2H_2O$	+1.229	$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cd$	−0.4030
$Cl_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Cl^-$	+1.35827	$PbI_2 + 2e^- \rightleftarrows Pb + 2I^-$	−0.365
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Au$	+1.498	$PbSO_4 + 2e^- \rightleftarrows Pb + SO_4^{2-}$	−0.3588
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.507	$Co^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Co$	−0.28
$Au^+ + e^- \rightleftarrows Au$	+1.692	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ni$	−0.257
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftarrows 2H_2O$	+1.776	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Sn$	−0.1375
$Co^{3+} + e^- \rightleftarrows Co^{2+}$	+1.92	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pb$	−0.1262
$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftarrows 2SO_4^{2-}$	+2.010	$Fe^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Fe$	−0.037
$F_2 + 2e^- \rightleftarrows 2F^-$	+2.866	$2H^+ + 2e^- \rightleftarrows H_2$	0.0000

(حل أسئلة الاختيار من متعدد 1 – 4 في نهاية الوحدة)

\



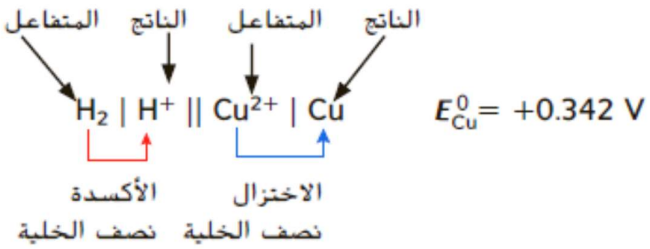
■ **الشكل 6 a.** عند توصيل قطب $Cu^{2+}|Cu$ بالقطب الهيدروجيني، تنتقل الإلكترونات نحو شريط النحاس وتختزل Cu^{2+} إلى ذرات النحاس. يبلغ جهد هذا التفاعل $+0.342V$ b عند توصيل قطب $Zn|Zn^{2+}$ بالقطب الهيدروجيني، تتدفق الإلكترونات من شريط الخارصين وتتأكسد ذرات الخارصين إلى أيونات Zn^{2+} يبلغ جهد هذا التفاعل -0.762 V.

تحديد جهد اختزال الخلية الكهروكيميائية :

- يمكنت اسخدام الجدول السابق لحساب الجهد الكهربائي للخلية الفولتية المكونة من قطبي نحاس وخارصين تحت الظروف القياسية .
- الخطوة الاولى : تحديد جهد الاختزال القياسي لقطب النحاس E°_{Cu} :
- في الشكل (a) :

$$H_2(g) \rightarrow 2H^+(aq) + 2e^- \quad \text{(تفاعل الأكسدة النصفي)}$$
$$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s) \quad \text{(تفاعل الاختزال النصفي)}$$
$$H_2(g) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow 2H^+(aq) + Cu(s) \quad \text{(تفاعل الأكسدة والاختزال الكلي)}$$

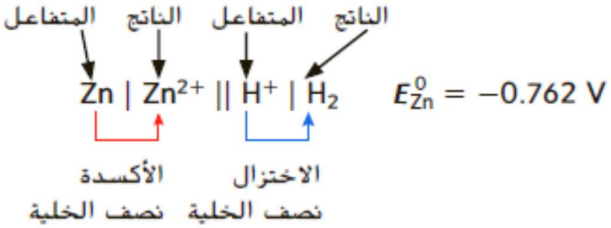
- ترميز الخلية :



- الخطوة الثانية :تحديد جهد الاختزال القياسي لقطب الخارصين E°_{Zn} :
- في الشكل (b) :

$$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^- \quad \text{(تفاعل الأكسدة)}$$
$$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g) \quad \text{(تفاعل الاختزال)}$$
$$Zn(s) + 2H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g) \quad \text{(تفاعل الأكسدة والاختزال الكامل للخلية)}$$

- ترميز الخلية :



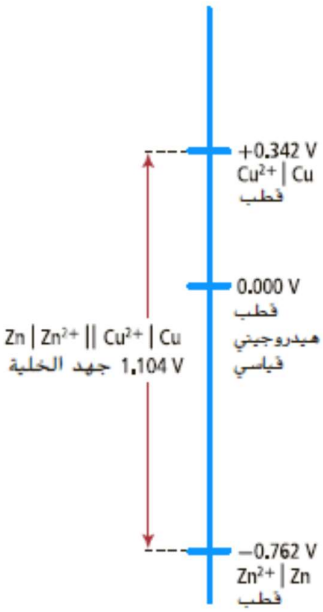
- الخطوة الثالثة : حساب جهد الخلية بتطبيق العلاقة التالية :

القانون الخاص بجهد الخلية

$$E^0_{\text{الخلية}} = E^0_{\text{كاثود}} - E^0_{\text{أنود}}$$

$E^0_{\text{الخلية}}$ تمثل الجهد الكلي القياسي للخلية.
$E^0_{\text{كاثود}}$ تمثل الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بتفاعل الاختزال.
$E^0_{\text{أنود}}$ تمثل الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بتفاعل الأكسدة.

الجهد القياسي للخلية هو الجهد القياسي للخلية النصفية حيث يحدث الاختزال ناقص الجهد القياسي للخلية النصفية حيث تحدث الأكسدة.



$$E^0_{\text{الخلية}} = E^0_{Cu^{2+}|Cu} - E^0_{Zn^{2+}|Zn}$$
$$= +0.342\ V - (-0.762\ V)$$
$$= +1.104\ V$$

(حل الأسئلة 68 ، 75 ، 76 من أسئلة مراجعة الفصل)

سؤال (1) :

التفاعل التالي يعبر عن خلية فولتية : $Ag^{+} + Mg \rightarrow 2Ag + Mg^{+2}$

- ارسم الخلية الفولتية محددا الاجزاء على الرسم .
- اكتب التفاعلات النصفية التي تحدث عند الاقطاب .
- احسب جهد اختزال الخلية القياسي .

(حل سؤال 66 ، 81 من مراجعة الفصل)

تطبيق

اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل الكلي للخلية واحسب جهد الخلية القياسي، لكل زوج من هذه الأزواج للتفاعلات النصفية للخلية. صف التفاعل مستعينًا بترميز الخلية. يمكنك الرجوع إلى الوحدة الخاصة بتفاعلات الأكسدة والاختزال لمراجعة كتابة وموازنة معادلات الأكسدة والاختزال.

1. $Pt^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Pt(s)$ و $Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Sn(s)$
2. $Co^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Co(s)$ و $Cr^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightarrow Cr(s)$
3. $Hg^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Hg(l)$ و $Cr^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cr(s)$
4. **تحدي.** اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل الخلية واحسب جهد الخلية القياسي للتفاعل الذي يحدث عند توصيل نصفي الخلية ببعضهما. صف التفاعل مستعينًا بترميز الخلية.

$$NO_3^{-} + 4H^{+} + 3e^{-} \rightarrow NO + 2H_2O$$
$$O_2 + 2H_2O + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}$$

استعمال جهود الاختزال القياسية

- حساب جهود الاختزال القياسية للخلايا الجلفانية .
- تحديد مدى تلقائية حدوث التفاعل : اذا كان جهد الخلية موجب فان التفاعل تلقائي .

تطبيق

احسب جهد الخلية لتحديد إذا ما كان كل من تفاعلات الأكسدة والاختزال الموزونة التالية تلقائية كما هو مكتوب أم لا. استخدم جدول 1 لمساعدتك على تحديد التفاعلات النصفية الصحيحة.

5. $Sn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Cu(s)$
6. $Mg(s) + Pb^{2+}(aq) \rightarrow Pb(s) + Mg^{2+}(aq)$
7. $2Mn^{2+}(aq) + 8H_2O(l) + 10Hg^{2+}(aq) \rightarrow 2MnO_4^{-}(aq) + 16H^{+}(aq) + 5Hg_2^{2+}(aq)$
8. $2SO_4^{2-}(aq) + Co^{2+}(aq) \rightarrow Co(s) + S_2O_8^{2-}(aq)$
9. **تحدي.** باستخدام **الجدول 1** اكتب المعادلة وحدد جهد الخلية (E^0) للخلية التالية. هل التفاعل تلقائي؟

$Al \mid Al^{3+} \parallel Hg^{2+} \mid Hg_2^{2+}$

(حل سؤال 67 من أسئلة مراجعة الفصل)

الحل :

إجابات أسئلة مراجعة القسم الأول :

القسم 1 مراجعة

10. ينتج عن الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها تفاعل أكسدة نصفي وتفاعل اختزال نصفي والموصل الموصلين بقنطرة ملحية تدفق الكترونات (تيار كهربائي) خلال سلك موصل.

11. تتكون الخلية الغولتية منأنود وكاثود وقنطرة ملحية والسلك الموصل بين القطبين الكهربائيين. تحدث الأكسدة عند الأنود والاختزال عند الكاثود وتسمح القنطرة الملحية بحركة الأيونات من محلول إلى آخر ويسمح السلك بمرور الإلكترونات من القطب الأنود إلى الكاثود.

12.
a. $2Ag^{+} + Ni \rightarrow 2Ag + Ni^{2+}$
b. $Mg + 2H^{+} \rightarrow Mg^{2+} + H_2$
c. $2Fe^{3+}(aq) + 3Sn(s) \rightarrow 2Fe(s) + 3Sn^{2+}(aq)$
d. $Pb(s) + 2I^{-}(aq) + Pt^{2+}(aq) \rightarrow PbI_2(s) + Pt(s)$

13.
a. $E^{0}_{\text{خلية}} = -2.004\ V$, غير تلقائي
b. $E^{0}_{\text{خلية}} = +0.698\ V$, تلقائي
c. $E^{0}_{\text{خلية}} = +1.178\ V$, تلقائي

14. ستتنوع خرائط المفاهيم.

واجب : حل الأسئلة من 30 – 42 من أسئلة مراجعة الوحدة .

القسم الثالث : التحليل الكهربائي

عكس تفاعلات الاكسدة والاختزال:

- التحليل الكهربائي : استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي .
- الخلية الالكتروليتية : هي الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها التحليل الكهربائي
- مثال : اعادة شحن بطارية ثانوية .

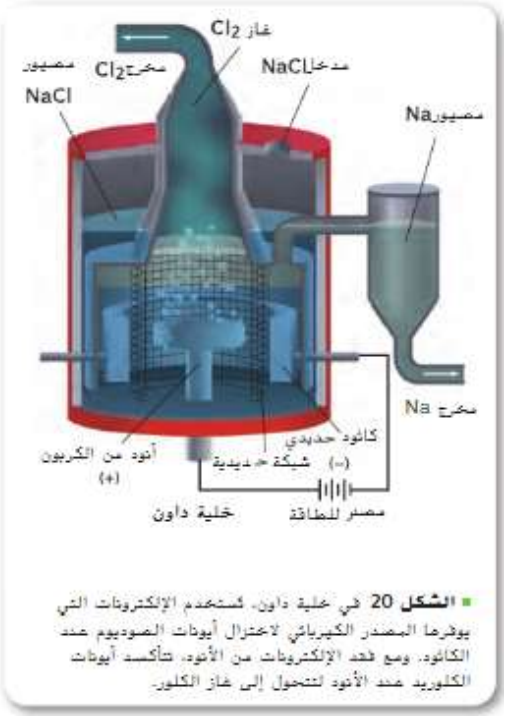
الخلية الفولتية	الخلية الالكتروليتية
الانود والتفاعل عند الانود :	
الكاثود والتفاعل عند الكاثود :	
شحنة الأنود :	
شحنة الكاثود :	
تحول لطاقة :	
تلقائية التفاعل :	

تطبيقات على التحليل الكهربائي :

1- التحليل الكهربائي للماء : لانتاج غاز الهيدروجين من أجل الاستخدام التجاري :

$$2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$ (عكس التفاعل الذي يحدث في خلية الوقود)

2- التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم : (لانتاج غاز الكلور والصوديوم)



الشكل 20 في خلية داون، تستخدم الإلكترونات التي يوفرها المصدر الكهربائي لاختزال أيونات الصوديوم عند الكاثود. ومع فقد الإلكترونات من الأنود، تتأكسد أيونات الكلوريد عند الأنود لتتحول إلى غاز الكلور.

- اسم الخلية : خلية داون
- المحلول الموصل للكهرباء (الالكتروليت) :مصهور NaCl
- **الأنود (+)** : كربون

التفاعل عند الأنود : تتأكسد أيونات الكلوريد الى غاز كلور :

$$2Cl^-(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$$

- **الكاثود (-) : حديد**
- عند الكاثود : تختزل أيونات الصوديوم الى فلز الصوديوم :

$$Na^+(l) + e^- \rightarrow Na(l)$$

- التفاعل الكلي : $2Na^+(l) + 2Cl^-(l) \rightarrow 2Na(l) + Cl_2(g)$
- أهمية الكلور :

- في تنقية الماء للشرب والسباحة
- صناعة المنظفات المنزلية
- صناعة الورق والبلاستيك مثل بوليمر كلوريد الفينيل المستخدم في صناعة الأنابيب .
- مبيدات الحشرات والاصباغ والدهانات .

- أهمية الصوديوم :

- مبرد في المفاعلات النووية ،
- في مصابيح بخار الصوديوم التي تستخدم في الإضاءة الخارجية
- في صناعة المركبات مثل املاح الصوديوم المستخدمة في الغذاء .

3- التحليل الكهربائي للمحلول الملحي (محلول كلوريد الصوديوم) :

- عند الكاثود (-) : يمكن أن تختزل أيونات الصوديوم أو الهيدروجين في الماء :

$$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$$

$$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$$

ولكن اختزال الماء اسهل من ايونات الصوديوم .

- عند الانود (+) : يمكن ان يتأكسد ايونات الكلوريد أو الاكسجين في الماء

$$2Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$$

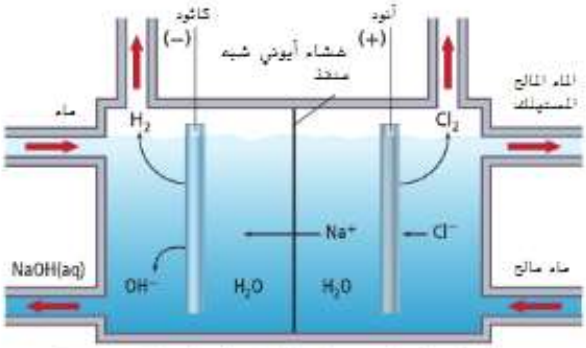
$$2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^-$$

لكي يتأكسد الكلور يجب أن يكون تركيزه عالياً في الحلول (لأنه هو المطلوب تحضيره)

- التفاعل الكلي: $2H_2O(l) + 2NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2NaOH(aq)$

- النواتج الثلاثة هامة تجارياً . **(حل السؤال 79)**

يستخدم غاز الكلور في تصنيع منتجات بولي كلوريد الفينيل كتلك الأنابيب من أجل توزيع المياه.



تستخدم المنشآت التجارية عملية التحليل الكهربائي للحصول على غاز الهيدروجين وغاز الكلور وهيدروكسيد الصوديوم من محلول ملحي.

■ **الشكل 21** في التحليل الكهربائي لمحلول ملح كلوريد الصوديوم، لا ينتج الصوديوم لأن الماء يسهل اختزاله بصورة أكبر.

الطلاء بالكهرباء :

- تغطية الأشياء كهربائياً بطبقة رقيقة وموحدة وتكون واقية وجمالية .
- الكاثود : الجسم المراد طلاؤه بالفضة مثلاً : حيث تختزل أيونات الفضة الموجودة في المحلول الى ذرات فضة تترسب على الجسم . $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
- الأنود قطعة من الفضة تتأكسد الى أيونات فضة بمساعدة مصدر كهربائي : $Ag \rightarrow Ag^+ + e^-$
- يجب التحكم في التيار الكهربائي الذي يمر في الخلية للحصول على طبقة من الفلز رقيقة وناعمة .
- يمكن استخدام فلزات اخرى في الطلاء الكهربائي مثل الذهب أو الألمنيوم ، الكروم ، النيكل .

■ **الشكل 23** يجب توفير طاقة لتأكسد الفضة عند الأنود واختزال الفضة عند الكاثود. في خلية التحليل الكهربائي التي تستخدم للطلاء بالفضة، يكون الجسم المراد طلاؤه هو الكاثود حيث تختزل أيونات الفضة في محلول الإلكتروليت إلى فلز الفضة ويطلى بها الجسم المراد طلاؤه.

اجابات أسئلة مراجعة القسم الثالث:

القسم 3 مراجعة

22. التحليل الكهربائي هو عملية استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي. عملية التحليل الكهربائي ليست تلقائية.
23. يشتمل التحليل الكهربائي للمحلول الملحي على محلول مائي مما يؤثر على النواتج.
24. تتأكسد ذرات النحاس (Cu) إلى Cu^{2+} ثم تختزل تلقائيًا إلى ذرات النحاس الخالصة (Cu) وتزول الشوائب.
25. تتطلب عملية هول هيرولت في تصنيع الألمنيوم (Hall-Héroult) درجات حرارة عالية وكمية هائلة من الكهرباء لفصل الألمنيوم عن خامه. تتطلب إعادة التدوير الحرارة اللازمة لصهر الفلز فقط.
26. الأنود هو سبيكة من الذهب؛ والكاثود هو المادة التي سيتم طلاؤها.
27. أولًا، يحتوي الكيلو جرام من الفضة على عدد أقل بكثير من الذرات منها في كيلو جرام من الألمنيوم لأن الكتلة المولية للفضة أكبر.
ثانيًا، اختزال الفضة أكثر سهولة. جهد اختزال الفضة $+0.7996\ V$ وجهد اختزال الألمنيوم $-1.662\ V$.
28. خلية داونز للتحليل الكهربائي هي تفاعل غير تلقائي ولذلك يجب أن يكون الجهد سالبًا. $E^{\circ}_{\text{خلية}} = -4.07\ V$
29. يجب أن تلخص موضوعات الطلاب الأفكار المهمة في هذا القسم.