

12



دولة فلسطين  
وزارة التربية والتعليم

# الكيمياء العلمي والزراعي الرزمة التعليمية

٢٠٢٤

جميع حقوق الطبع محفوظة ©

دولة فلسطين  
وزارة التربية والتعليم



مركز المناهج

mohe.ps | mohe.pna.ps | moche.gov.ps

[f.com/MinistryOfEducationWzartAltrbytWaltym](https://www.facebook.com/MinistryOfEducationWzartAltrbytWaltym)

هاتف +970-2-2983280 | فاكس +970-2-2983250

حي الماصيون، شارع المعاهد

ص. ب 719 - رام الله - فلسطين

pcdc.edu.ps | pcdc.mohe@gmail.com

# المحتويات

الوحدة الأولى:

## الفصل الأول: البناء الإلكتروني للذرة

2	1-1	نظرية الميكانيك الكمي (الموجي)
7	2-1	قواعد التركيب الإلكتروني
11	3-1	العدد الذري والكثرونات التكافؤ
12		أسئلة الفصل

## الفصل الثاني: الصفات الدورية ونظرية رابطة التكافؤ

14	4-1	الجدول الدوري الحديث
17	5-1	الخصائص الدورية للعناصر
21	6-1	العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة من الجدول الدوري
22		أسئلة الفصل

الوحدة الثانية:

## الحموض والقواعد

26	1-2	الخواص العامة للحموض والقواعد
27	2-2	تطور مفهومي الحمض والقاعدة
30	3-2	التأين الذاتي للماء والرقم الهيدروجيني
35	4-2	الانزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة
40	5-2	الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح
41	6-2	الأيون المشترك والمحلل المنظم
43	7-2	المعايرة بين الحموض والقواعد
44		أسئلة الوحدة

الوحدة الثالثة:

## الفصل الأول: الكيمياء العضوية:

48	1-3	المركبات العضوية
49	2-3	هاليدات الألكيل
51	3-3	الكحولات
56	4-3	الألدهيدات والكيونونات
58	5-3	الحموض الكربوكسيلية
60		أسئلة الفصل

## الفصل الثاني: الخلايا الكهروكيميائية:

62	6-3	الخلايا الجلفانية
63	7-3	جهد القطب القياسي
65	8-3	حساب جهد الخلايا الجلفانية
67		أسئلة الفصل

## النتائج

يتوقع من الطلبة بعد دراسة هذه الرزمة التعليمية تحقيق الآتي:

- التمييز بين الأعداد الكمية الأربعة، والخواص الفيزيائية المرتبطة بكل منها بالتمثيل والرسم.
- كتابة التركيب الإلكتروني، والتمثيل الفلكي لذرات العناصر.
- تصميم نماذج للأفلاك الذرية باستخدام مواد من البيئة.
- الربط بين الجدول الدوري الحديث والمستويات الفرعية s و p و d و f بالتمثيل.
- توظيف التركيب الإلكتروني لتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري.
- توظيف الجدول الدوري لتفسير الدورية في الحجم الذري وطاقة التأين للعناصر الممثلة عبر المجموعات والدورات.
- توظيف التركيب الإلكتروني لدراسة بعض خصائص العناصر الإنتقالية في الدورة الرابعة.
- توظيف مفاهيم أرهينيوس، برونستد - لوري، ولويس للتمييز بين الحموض والقواعد.
- حساب الرقم الهيدروجيني في المحاليل المائية للحموض والقواعد القوية والضعيفة.
- تحديد السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل بعض الأملاح عملياً.
- إجراء عملية معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، وتتبع التغير في قيمة pH.
- إجراء حسابات التعادل لمعايرة حمض قوي مع قاعدة قوية.
- تمثيل العلاقة بين التركيز والزمن لتفاعلات ذات رتب مختلفة، بيانياً.
- اختبار صحة آلية تفاعل مقترحة لتفاعلات كيميائية اعتماداً على معطيات تجريبية.
- كتابة معادلات كيميائية تمثل تفاعلات المركبات العضوية.
- استنتاج نواتج تفاعلات بعض المركبات العضوية عملياً.
- التمييز مخبرياً بين مركبات المجموعات الوظيفية المختلفة.
- تصميم خلايا جلفانية بطريقة آمنة، وحساب جهدها.

# البناء الإلكتروني للذرة

## The Electronic Structure of Atom

1-1

### نظرية الميكانيك الكمي (الموجي)

قدمت نظرية الميكانيك الكمي (الموجي) تفسيراً مقبولاً، وفهماً شاملاً، لبنية الذرات عديدة الإلكترونات، وقامت تلك النظرية على ما يأتي:

1. الطبيعة الموجية للجسيمات المتحركة: أكد العالم دي برولي (De Broglie) أن الإلكترون جسيم مادي، وبسبب حركته يمتلك خواص موجية، ويستطيع إشعاع أمواج ذات أطوال موجية، وترددات وطاقات محددة.
2. معادلة الموجة: اشتق العالم شرودنجر (Schrodinger) معادلة رياضية تصف بنية الذرة، وسميت هذه المعادلة بـ (معادلة الموجة)، ونتج عن حل هذه المعادلة (ثلاثة أعداد كميّة)، أدت إلى فهم أكثر لبنية الذرة وهي:

### أولاً: العدد الكمي الرئيس (n):

عدد يشير إلى مستويات الطاقة الرئيسة في الذرة، ويحدد طاقة المستوى الرئيس، والبعد عن النواة، وعدد الإلكترونات في المستوى، وحجم الحيز الذي يشغله الإلكترون، ويأخذ العدد الكمي الرئيس قيماً صحيحة (1, 2, 3, ∞, ...)، ويرمز لكل قيمة برمز معين حسب الجدول أدناه:

7	6	5	4	3	2	1	قيمة العدد الكمي الرئيس
Q	P	O	N	M	L	K	رمز المستوى الرئيس

وتزداد طاقة المستوى الرئيس بزيادة قيمة (n)، ويطلق مصطلح (غلاف shell) على مستوى الطاقة الرئيس.

### ثانياً: العدد الكمي الثانوي (الفرعي Subshell) (ℓ):

افتترضت نظرية الميكانيك الكمي أن كل مستوى طاقة رئيس يحوي على واحد أو أكثر من مستويات الطاقة الفرعية (أغلفة فرعية)، ولكل مستوى فرعي عدد كمي فرعي (ℓ) يشير إليه، ويحدد العدد الكمي الفرعي طاقة المستوى الفرعي وشكله، ويمكن لهذا العدد الكمي أن يأخذ قيماً عددية 0، 1، 2، ... (n-1)، ويرمز لكل قيمة برمز معين حسب الجدول أدناه:

4	3	2	1	0	قيمة العدد الكمي الفرعي
g	f	d	p	s	رمز المستوى الفرعي

وتزداد طاقة المستوى الفرعي، بزيادة قيمة (ℓ)، ضمن نفس المستوى الرئيس، ويزداد عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس بزيادة العدد الكمي الرئيس، ليكون دائماً مساوياً لقيمة (n).

يوجد في المستوى الرئيس الأول مستوى فرعي واحد قيمة ( $l$ ) له تساوي صفرًا، ويرمز له بالرمز  $1s$ ، أما المستوى الرئيس الثاني ففيه مستويان فرعيان قيمة ( $l$ ) لهما  $(1,0)$ ، ويرمز لهما بالرمزين  $(2p,2s)$ .

**مثال (1):** في المستوى الرئيس  $n = 3$

1. اكتب جميع قيم العدد الكمي الفرعي الممكنة.
2. ما رموز تلك المستويات الفرعية؟ وما عددها؟
3. رتب المستويات الفرعية حسب طاقتها.

**الحل:** بما أن  $n = 3$ ، فإن قيم  $l$  هي:  $0, 1, 2$ .

وعدد المستويات الفرعية (3 مستويات).

رموز المستويات الفرعية:  $3s, 3p, 3d$ .

الترتيب حسب الطاقة:  $3s > 3p > 3d$ .

**تمرين (1):** في المستوى الرئيس  $n = 4$

1. اكتب جميع قيم العدد الكمي الفرعي الممكنة.
2. ما رموز تلك المستويات الفرعية؟ وما عددها؟

**ترتيب طاقة المستويات الفرعية:**

لقد علمت أن المستوى الفرعي يتبع مستوى طاقة رئيس، وبالتالي تعتمد طاقة المستوى الفرعي الواحد على العددين الكميين  $n$  و  $l$  فقط.

1. رتب المستويات الفرعية الآتية حسب طاقتها:  $1s, 3s, 2s$ .
2. رتب المستويات الفرعية الآتية حسب طاقتها:  $3s, 3d, 3p$ .

### ثالثاً: العدد الكمي المغناطيسي ( $m_l$ ):

يشير العدد الكمي المغناطيسي إلى أفلاك مستوى الطاقة الفرعي، ويحدد الاتجاه الفراغي للفلك. والعدد الكمي المغناطيسي له قيم عددية صحيحة من  $(-l, \dots, 0, \dots, +l)$  ولكل مستوى فرعي معين ( $l$ ) مجموعة من الأعداد الكمية المغناطيسية ( $m_l$ )، عددها يساوي  $(2l + 1)$ .

**مثال (2):** في المستوى الرئيس  $n = 2$

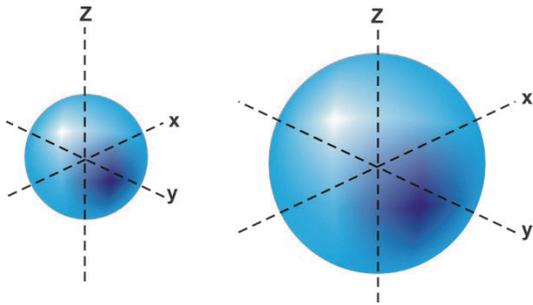
1. اكتب جميع القيم الممكنة للعدد الكمي المغناطيسي ( $m_l$ ) في المستوى الفرعي  $l = 1$ .
2. ما عدد الأفلاك الموجودة في ذلك المستوى الفرعي؟
3. ما رمز مجموعة تلك الأفلاك؟

**الحل:** بما أن  $l = 1$ ، فإن قيم  $m_l$  هي:  $+1, 0, -1$ .  
عدد الأفلاك يساوي (3 أفلاك)، لأن عدد قيم  $m_l$  ثلاث قيم.  
رمز مجموعة الأفلاك هي:  $2p$

**تمرين (3):** في المستوى الرئيس  $n = 4$

1. اكتب جميع قيم ( $l$ ) الممكنة.
2. اكتب جميع القيم الممكنة للعدد الكمي المغناطيسي ( $m_l$ ) في المستوى الفرعي  $l = 2$ .
3. ما عدد الأفلاك الموجودة في ذلك المستوى الفرعي؟
4. ما رمز مجموعة تلك الأفلاك؟

### ● أشكال الأفلاك:



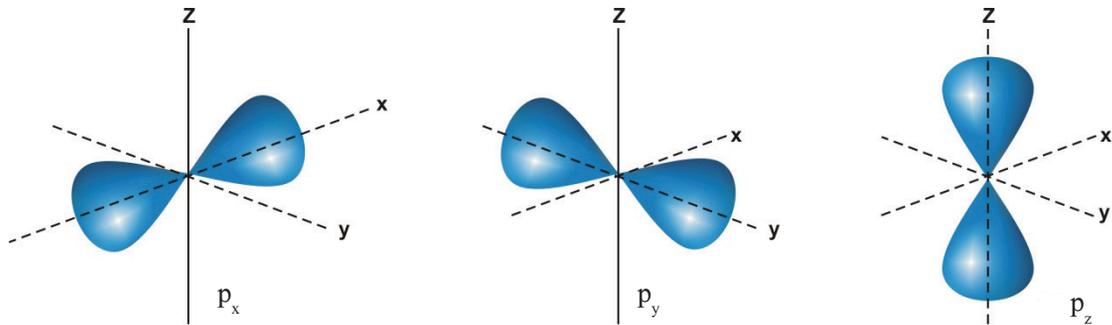
فلك 1s

فلك 2s

الشكل (1-1): تمثيل الفلك 1s والفلك 2s

اعتبرت نظرية الميكانيك الكمي فأكدت الطبيعة المزدوجة للإلكترون، ووصفت حركة الإلكترون عن طريق الاحتمالات، وأكدت أن كل مستوى طاقة فرعي يتكون من فلك واحد أو أكثر، فما الفلك؟ وما أشكال الأفلاك؟  
حسب نظرية الميكانيك الكمي فإن الفلك حيز حول النواة يُحتمل تواجد الإلكترون فيه، أو تتمركز كثافة الموجة الإلكترونية فيه. فالمستوى الفرعي  $s$  ( $l = 0$ ) يتكون من فلك واحد فقط، عبارة عن كرة ضبابية تزداد كثافتها كلما اقتربنا من النواة، لاحظ الشكل (1-1).

وتتشابه أفلاك s في جميع المستويات في الشكل، وتختلف في الحجم والطاقة، وتزداد طاقة الفلك وحجمه بزيادة قيمة (n). أما المستوى الفرعي p ( $\ell=1$ ) فيحتوي على ثلاثة أفلاك ( $p_x, p_y, p_z$ )، كل منها ضبابية ممتدة على المحور، ومركزها النواة، وتشبه ( $\infty$ )، لاحظ الشكل (2-1).



الشكل (2-1): تمثيل أشكال أفلاك ( $p_x, p_y, p_z$ )

من الملاحظ أن أفلاك p لنفس المستوى الرئيس، تتشابه في الشكل والحجم والطاقة، لكنها تختلف في الاتجاه الفراغي، أما المستوى الفرعي d ( $\ell=2$ ) فإنه يحتوي على خمسة أفلاك، تأخذ أشكالاً أخرى مختلفة، لاحظ الشكل (4-1). أما المستوى الفرعي f ( $\ell=3$ ) فإنه يحتوي على سبعة أفلاك مختلفة. ويلخص الجدول (1-1) قيم الأعداد الكمية الرئيسة والفرعية والمغناطيسية في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة الأولى لذرة ما.

عدد أفلاك المستوى الفرعي	( $m_\ell$ )	رمز المستوى الفرعي	( $\ell$ )	(n)
1	0	1s	0	1
1	0	2s	0	2
3	-1, 0, +1	2p	1	
1	0	3s	0	3
3	-1, 0, +1	3p	1	
5	-2, -1, 0, +1, +2	3d	2	
1	0	4s	0	4
3	-1, 0, +1	4p	1	
5	-2, -1, 0, +1, +2	4d	2	
7	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	3	

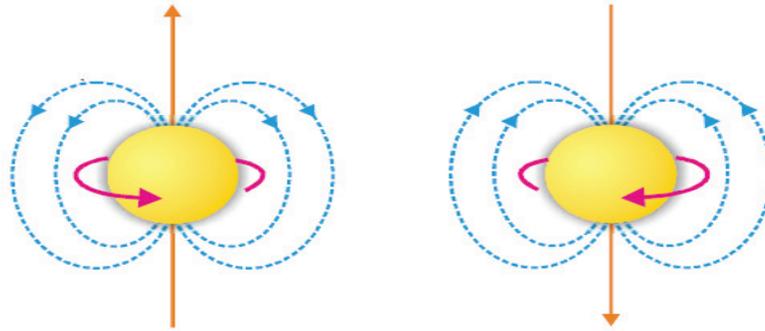
جدول (1-1): قيم جميع أعداد الكم ( $n, \ell, m_\ell$ ) لجميع المستويات الأربعة الرئيسة الأولى في ذرة ما

وقد تم إضافة العدد الكمي المغزلي  $m_s$  الذي يصف حركة الإلكترون حول محوره كعدد كمي رابع.

### ● العدد الكمي المغزلي ( $m_s$ ):

الإلكترون جسيم له شحنة سالبة، يدور حول النواة، ويدور حول محوره (حركة مغزلية)، وقد يكون اتجاه غزل الإلكترون باتجاه عقارب الساعة، أو بعكس اتجاه عقارب الساعة.

وينشأ عن حركة الإلكترون مجال مغناطيسي، كالمجال الناتج عن تمرير تيار كهربائي عبر سلك ملفوف حول مسمار من الحديد، ويكون اتجاه المجال متعامداً على اتجاه غزل الإلكترون، وقد يكون إلى أعلى أو إلى أسفل. والعدد الكمي المغزلي يشير إلى اتجاه غزل الإلكترون في الفلك، ويحدد اتجاه المجال المغناطيسي الناتج عن حركته، وله قيمتان فقط  $(-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2})$ . لاحظ الشكل (3-1).



الشكل (3-1): اتجاه المجال المغناطيسي الناتج عن غزل الإلكترون

**مثال (3):** يحتوي المستوى الفرعي  $3s$  لذرة ما على إلكترون واحد ( $3s^1$ ). اكتب قيم جميع الأعداد الكمية الأربعة الممكنة لذلك الإلكترون.

العدد الكمي	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
القيم الممكنة	3	0	0	$-\frac{1}{2}$ أو $+\frac{1}{2}$

**مثال (4):** اكتب قيم الأعداد الكمية الأربعة الممكنة لإلكترون موجود في الفلك  $2p_x$ .

العدد الكمي	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
القيم الممكنة	2	1	-1 أو 0 أو +1	$-\frac{1}{2}$ أو $+\frac{1}{2}$

## قواعد التركيب الإلكتروني

يتواجد إلكترون ذرة الهيدروجين المستقرة، في أقل مستوى ممكن للطاقة، حيث يتواجد في الفلك (1s)، ولكن كيف تتوزع إلكترونات الذرات الأكثر تعقيداً، مثل ذرة الذهب Au التي تملك (79 إلكترونًا)؟ لمعرفة كيفية توزيع الإلكترونات في تلك الذرات تعرّف على القواعد الآتية:

1. قاعدة باولي (مبدأ الاستبعاد).
2. قاعدة أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي).
3. قاعدة هوند (التمثيل الفلكي).

## أولاً: قاعدة باولي:

تنص هذه القاعدة على: «لا يمكن لإلكترونين أو أكثر في نفس الذرة امتلاك نفس قيم الأعداد الكمّية الأربعة  $m_s, m_l, m, n$ ». وبناءً على هذه القاعدة يتحدد عدد الإلكترونات في أي فلك بإلكترونين فقط، ويشترط أن يتعكس الإلكترونان في اتجاه غزلهما.

تمرين (4): كيف يتعارض وجود ثلاثة إلكترونات في الفلك  $2p_x$  مع قاعدة باولي؟

وحيث إن مبدأ باولي حدد السعة القصوى للفلك الواحد بإلكترونين فقط، فإنك تستطيع تحديد السعة القصوى من الإلكترونات للمستويات الفرعية، بناءً على معرفتك لعدد الأفلاك لكل منها، كما في الجدول (2-1).

عدد الكم الرئيس (n)	قيم عدد الكم الفرعي ( $l$ )	رموز المستويات الفرعية	عدد المستويات الفرعية	عدد الأفلاك في كل مستوى فرعي	مجموع الأفلاك في المستوى الرئيس	أقصى عدد للإلكترونات في كل مستوى فرعي	أقصى عدد للإلكترونات في كل مستوى رئيس
1	0	1s	1	1	1	2	2
2	0	2s	2	1	4	2	8
	1	2p		3		6	
3	0	3s	3	1	9	2	18
	1	3p		3		6	
	2	3d		5		10	
4	0	4s	4	1	16	2	32
	1	4p		3		6	
	2	4d		5		10	
	3	4f		7		14	

جدول (2-1): عدد الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية والمستويات الرئيسة الأربعة الأولى

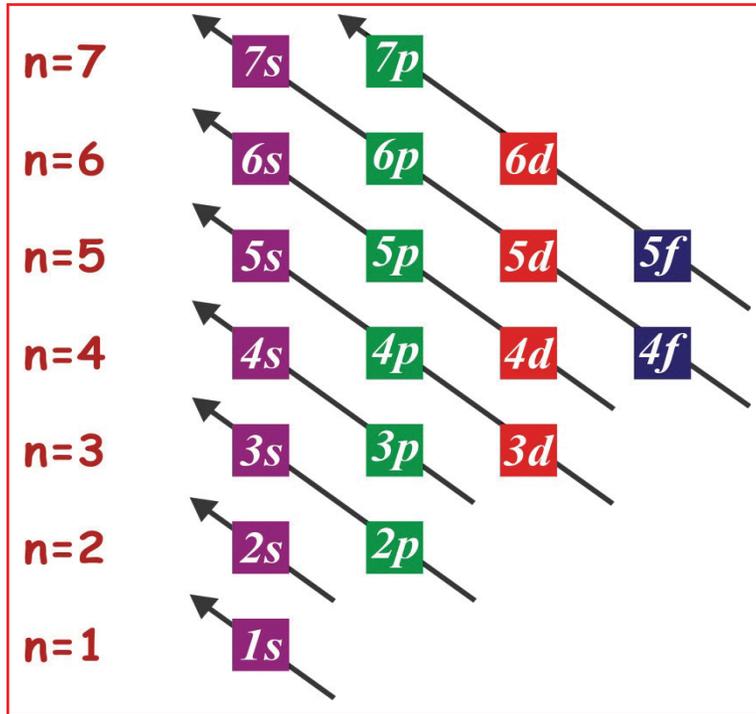
تمرين (5): اعتماداً على الجدول (2-1) أجب عما يأتي:

1. ما علاقة عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس والعدد الكمي للمستوى الرئيس؟
2. ما العلاقة الرياضية بين عدد الأفلاك الكلية في المستوى والعدد الكمي للمستوى الرئيس؟
3. ما العلاقة الرياضية بين أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الرئيس والعدد الكمي للمستوى الرئيس؟
4. ما العلاقة الرياضية بين أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الفرعي وقيمة العدد الكمي الفرعي له؟

ثانياً: قاعدة أوفباو:

تنص هذه القاعدة على: «تتوزع إلكترونات الذرة المستقرة على مستويات الطاقة الفرعية حسب طاقتها، بدءاً بالمستوى الفرعي الأقل طاقة، ثم الذي يليه».

ويوضح الشكل (4-1) الترتيب التصاعدي لمستويات الطاقة الفرعية المختلفة في الذرة.



الشكل (4-1): مخطط يوضح الترتيب التصاعدي لمستويات الطاقة الفرعية

مثال (5): رتب المستويات الفرعية الآتية في ذرة ما حسب الطاقة: 3s ، 4s ، 3d ، 2s ، 3p

الحل:  $3d > 4s > 3p > 3s > 2s$

**تمرين (6):**

رتب المستويات الفرعية الآتية في ذرة ما حسب الطاقة:  $5s$  ،  $3d$  ،  $4s$  ،  $4f$  ،  $5p$

وعند توزيع الإلكترونات على مجموعات الأفلاك (المستويات الفرعية) في ذرة ما، يجب مراعاة ما يأتي:

1. البدء بتوزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة الفرعية من المستوى الأقل طاقة فالأعلى حسب الترتيب الآتي:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < \dots$$

2. مراعاة السعة القصوى من الإلكترونات لكل مستوى فرعي.

3. أن لا يقل عدد الإلكترونات الموزعة للذرة المتعادلة أو يزيد عن عددها الذري.

4. مراعاة بعض الحالات الخاصة، التي ينتهي فيها التركيب الإلكتروني للذرة بـ  $ns^2(n-1)d^9$  أو  $ns^2(n-1)d^4$  حيث

يتم نقل إلكترون واحد من  $ns$  إلى  $(n-1)d$  ليصبح  $d^5$  (نصف ممتلئ) أو  $d^{10}$  (ممتلئاً)، فتصبح الذرة أكثر ثباتاً.

**مثال (6):** اكتب التركيب الإلكتروني لكل من ذرات العناصر الآتية:



**الحل:**

الذرة	التركيب الإلكتروني للذرة
${}^5_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$
${}^{10}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}^{17}_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
${}^{20}_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
${}^{26}_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
${}^{24}_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
${}^{29}_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

**تمرين (7):**

اكتب التركيب الإلكتروني لكل من الذرات الآتية:  ${}^{42}_{42}\text{Mo}$  ،  ${}^{21}_{21}\text{Sc}$  ،  ${}^{12}_{12}\text{Mg}$  ،  ${}^9_9\text{F}$

ويمكن كتابة التركيب الإلكتروني للذرة، بدلالة العنصر النبيل، الذي يسبقه في الجدول الدوري مباشرة، وتميز

العناصر النبيلة بأن جميع مستويات الطاقة المعبأة فيها ممتلئة كاملاً بالإلكترونات، وتقع في العمود الأخير من

الجدول الدوري للعناصر.

اكتب التركيب الإلكتروني لكل من ذرات العناصر الآتية بدلالة العنصر النبيل:

مثال (7):

الذرة	التركيب الإلكتروني للذرة
${}_7\text{N}$	$[\text{He}]2s^22p^3$
${}_{13}\text{Al}$	$[\text{Ne}]3s^23p^1$
${}_{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}]4s^23d^2$
${}_{37}\text{Rb}$	$[\text{Kr}]5s^1$

${}_7\text{N}$ ,  ${}_{13}\text{Al}$ ,  ${}_{22}\text{Ti}$ ,  ${}_{37}\text{Rb}$

تمرين (8): اكتب التركيب الإلكتروني لكل من الذرات الواردة في مثال (6) بدلالة العنصر النبيل.

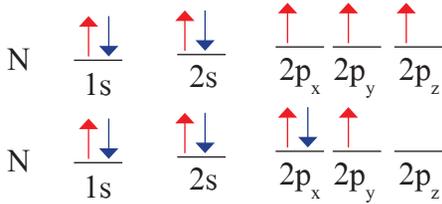
ثالثاً: قاعدة هوند:

للتعرف على قاعدة هوند قم بتنفيذ النشاط (1-1):

قاعدة هوند والتمثيل الفلكي

نشاط (1-1):

لديك ذرة النيتروجين (N)، عددها الذري (7)، أجب عما يأتي:



شكل (5-1): توزيعات محتملة للإلكترونات

- اكتب التركيب الإلكتروني للذرة النيتروجين.
- ما المستوى الفرعي الأخير في ذرة النيتروجين؟ وما عدد أفلاكه؟
- يوضح الشكل (5-1) احتمالين لتوزيع إلكترونات ذرة النيتروجين، اكتب ثلاثة احتمالات أخرى ممكنة لتوزيع الإلكترونات.
- أي الاحتمالات يمثل الحالة الأكثر ثباتاً؟ فسّر ذلك.

تكون الذرة أكثر ثباتاً عندما تتوزع إلكترونات المستوى الفرعي الذي يوجد فيه أكثر من فلك (p, d, f) على أكبر عدد ممكن من أفلاك ذلك المستوى بنفس اتجاه الغزل قبل البدء بعملية الازدواج، وهذا ما نصت عليه قاعدة هوند، ويسمى التمثيل الذي يوضح توزيع إلكترونات المستوى الفرعي على أفلاكه (التمثيل الفلكي). ويستفاد من قاعدة هوند في تحديد التمثيل الفلكي للذرة، وتحديد عدد الإلكترونات المفردة، التي من خلالها نحدد الصفات المغناطيسية للذرة، فإذا احتوت الذرة على إلكترون مفرد واحد أو أكثر، فإنها تملك صفة مغناطيسية، وتنجذب نحو المجال المغناطيسي الخارجي، وتسمى (ذرة بارامغناطيسية)، وتزداد الصفة البارامغناطيسية بزيادة عدد الإلكترونات المفردة، أما إذا كانت جميع إلكترونات الذرة مزدوجة، فإنها لا تملك صفة مغناطيسية، وتسمى (ذرة ديامغناطيسية).

## تمرين (9):

- في الذرات الآتية:  $_{28}\text{Ni}$ ،  $_{5}\text{B}$ ،  $_{10}\text{Ne}$
1. اكتب التركيب الإلكتروني لكل ذرة.
  2. ما عدد الإلكترونات المفردة في كل ذرة؟
  3. أي من الذرات السابقة تملك صفة بارامغناطيسية؟

## 3-1

### العدد الذري والإلكترونات التكافؤ

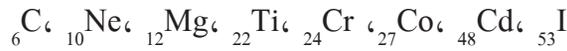
لكل عنصر عدد ذري خاص به، يميزه عن العناصر الأخرى، يساوي عدد البروتونات الموجودة في نواة العنصر، ويساوي أيضاً عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة، ويتم تحديد الصفات الكيميائية والفيزيائية للعنصر من الإلكترونات الموجودة في مجموعة الأفلاك الخارجية التي تسمى (الإلكترونات التكافؤ).

ويمكن حساب إلكترونات التكافؤ لذرة ما اعتماداً على التركيب الإلكتروني لها باستخدام القواعد الآتية:

1. يكون عدد إلكترونات التكافؤ للذرات التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ  $ns$  أو  $np$  مساوياً لمجموع إلكترونات  $(ns)$  أو  $(np)$  إن وجد.
2. يكون عدد إلكترونات التكافؤ للذرات التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ  $ns(n-1)d$  (عنصر انتقالي) مساوياً لمجموع إلكترونات  $(n-1)d$  و  $ns$ ، إذا كان  $(n-1)d$  غير ممتلئ، أما إذا كان  $(n-1)d$  ممتلئاً، فيكون عدد إلكترونات التكافؤ له مساوياً لعدد إلكترونات  $ns$  فقط.

احسب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة مما يأتي:

## مثال (8):



الذرة	التركيب الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ
$_{6}\text{C}$	$[\text{He}]2s^22p^2$	أربعة إلكترونات
$_{10}\text{Ne}$	$[\text{He}]2s^22p^6$	ثمانية إلكترونات
$_{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}]3s^2$	إلكترونان
$_{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}]4s^23d^2$	أربعة إلكترونات
$_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}]4s^13d^5$	سبعة إلكترونات
$_{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}]4s^23d^7$	تسعة إلكترونات
$_{48}\text{Cd}$	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}$	إلكترونان
$_{53}\text{I}$	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$	سبعة إلكترونات

## تمرين (10):

- في الذرات الآتية:  $_{7}\text{N}$ ،  $_{13}\text{Al}$ ،  $_{18}\text{Ar}$ ،  $_{23}\text{V}$
1. اكتب التركيب الإلكتروني لكل ذرة.
  2. ما عدد إلكترونات التكافؤ في كل ذرة؟
  3. ارسم التمثيل الفلكي لمستوى التكافؤ في كل ذرة.

## أسئلة الفصل

السؤال الأول  
ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

1 أي العبارات الآتية صحيحة فيما يخص الفلك (s)؟

- أ. يتواجد في جميع المستويات الرئيسة.  
ب. يقل حجمه بزيادة قيمة (n).  
ج. تزداد سعته بزيادة قيمة (n).  
د. يتغير شكله الكروي بتغير قيمة (n).

2 أي الأزواج الآتية يمتلك طاقة متساوية في نفس الذرة؟

- أ. (2s ، 3s)      ب. (3s ، 3p)      ج. (2p<sub>x</sub> ، 3p<sub>x</sub>)      د. (2p<sub>x</sub> ، 2p<sub>y</sub>)

3 ما العدد الكمي الذي يحدد خاصية الاتجاه الفراغي للفلك؟

- أ. الرئيس (n)      ب. الفرعي (ℓ)      ج. المغناطيسي (m<sub>ℓ</sub>)      د. المغزلي (m<sub>s</sub>)

4 أي المستويات الفرعية الآتية لها أقل طاقة في نفس الذرة؟

- أ. 4f      ب. 7s      ج. 5d      د. 6p

5 أي من مجموعات الأعداد الكمية الآتية غير مقبولة؟

- أ. (n=4 ، ℓ=3 ، m<sub>ℓ</sub>=2 ، m<sub>s</sub> = +  $\frac{1}{2}$ )  
ب. (n=3 ، ℓ=2 ، m<sub>ℓ</sub>=2 ، m<sub>s</sub> = +  $\frac{1}{2}$ )  
ج. (n=3 ، ℓ=2 ، m<sub>ℓ</sub>=0 ، m<sub>s</sub> = -  $\frac{1}{2}$ )  
د. (n=3 ، ℓ=2 ، m<sub>ℓ</sub>=3 ، m<sub>s</sub> = +  $\frac{1}{2}$ )

6 ما التركيب الإلكتروني الصحيح لذرة الفضة Ag (ع. ذ. = 47)؟

- أ. [Kr]4s<sup>1</sup>3d<sup>10</sup>      ب. [Kr]5s<sup>1</sup>5d<sup>10</sup>      ج. [Kr]5s<sup>1</sup>4d<sup>10</sup>      د. [Kr]5s<sup>2</sup>4d<sup>9</sup>

7 ما القاعدة التي أفادت في تحديد سعة الفلك بالإلكترونين متعاكسين في اتجاه الغزل؟

- أ. هوند      ب. باولي      ج. أوفباو      د. بلانك

### السؤال الثاني

وضّح المقصود بكل من المصطلحات الآتية:  
الفلك، العدد الكمّي الرئيس، الذرة البارامغناطيسية، العدد الذري.

### السؤال الثالث

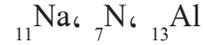
فسّر العبارات الآتية تفسيراً علمياً:

1. التركيب الإلكتروني لذرة النحاس،  ${}_{29}\text{Cu}$ ،  $[\text{Ar}]4s^13d^{10}$ ، بدلاً من  $[\text{Ar}]4s^23d^9$ .
2. وجود إلكترونين في فلك واحد على الرغم من تشابه شحنتيهما الكهربائية.

### السؤال الرابع

أي الأعداد الكمّية يحدد كلاً من:  
حجم الفلك، طاقة الفلك، شكل الفلك، بعد الإلكترون عن النواة، اتجاه الفلك، اتجاه المجال المغناطيسي الناتج عن دوران غزل الإلكترون.

اكتب جميع قيم الأعداد الكمّية الأربعة الممكنة للإلكترون الأخير في الذرات الآتية:



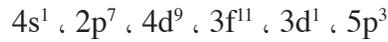
### السؤال الخامس

قارن بين الفلكين  $3p_x$  و  $4p_y$  لذرة ما من حيث:

الشكل، الطاقة، الحجم، الاتجاه الفراغي، السعة القصوى من الإلكترونات.

### السؤال السادس

أي الرموز الآتية مقبول وأيها غير مقبول عند إجراء التركيب الإلكتروني للذرات؟



### السؤال السابع

في كل من الذرات الآتية:  ${}_{33}\text{As}$ ،  ${}_{18}\text{Ar}$ ،  ${}_{35}\text{Br}$ ،  ${}_{12}\text{Mg}$

### السؤال الثامن

- أ. اكتب التركيب الإلكتروني.
- ب. اكتب التمثيل الفلكي لمستوى التكافؤ.
- ج. ما عدد إلكترونات التكافؤ؟
- د. ما عدد الإلكترونات المفردة؟

# الصفات الدورية ونظرية رابطة التكافؤ

## The Periodical Trends and the Valence Bond Theory

### الجدول الدوري الحديث

4-1

اعتبر العلماء منذ نظرية دالتون، أن الاختلاف بين العناصر يعود إلى الاختلاف بين ذراتها، ومع تطور النظريات الذرية اعتبرت الكتلة الذرية أهم صفة مميزة للذرة، وظهرت محاولات عديدة لتنظيم العناصر اعتماداً على كتلتها الذرية. فبرز تنظيم كل من مندليف وماير (1869م)، وبعد اكتشاف النظائر وظهور أعمال العالم الإنجليزي هنري موزلي، الذي استنتج أن الصفة المميزة للعنصر هو العدد الذري، تم التوصل إلى القانون الدوري الذي ينص على: **تظهر الدورية في صفات العناصر إذا رتبنا حسب تسلسل أعدادها الذرية، وعليه تم بناء الجدول الدوري الحديث.**

يظهر الشكل (6-1) الجدول الدوري الحديث، الذي يدعم النظرية الذرية الحديثة القائمة على الميكانيك الكمّي التي درستها في الوحدة الأولى، وذلك من خلال ربطه بين الصفات الكيميائية للعناصر والتراكيب الإلكترونية لذراتها.

الجدول الدوري للعناصر Periodic Table																		
1	2																	3
1 H 1.008	2 He 4.002																	3 Li 6.941
4 Be 9.012	5 B 10.811	6 C 12.01	7 N 14.006	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.179												11 Na 22.989
12 Mg 24.305	13 Al 26.981	14 Si 28.085	15 P 30.973	16 S 32.066	17 Cl 35.452	18 Ar 39.948												19 K 39.098
20 Ca 40.08	21 Sc 44.959	22 Ti 47.88	23 V 50.941	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.921	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	37 Rb 85.467	
38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.904	54 Xe 131.29	55 Cs 132.905	
56 Ba 137.33	57 La 138.905	58 Ce 140.116	59 Pr 140.907	60 Nd 144.24	61 Pm 145	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967	72 Hf 178.49	73 Ta 180.947	
74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.078	79 Au 196.966	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222	87 Fr 233	88 Ra 226.021	89 Ac 227.027	90 Th 232.038	91 Pa 231.035	
92 U 238.028	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 262	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 264	108 Hs 265	109 Mt 268	
110 Ds 271	111 Rg 280	112 Cn 285	113 Nh 286	114 Fl 289	115 Mc 289	116 Lv 293	117 Ts 294	118 Og 294										
Lanthanides																		
Actinides																		

عناصر أخرى	العناصر الإنتقالية (وجميعها فلزات)	عناصر المجموعات الرئيسية
عناصر صناعية	الفلزات الإنتقالية الفلزات الأرضية النادرة	لا فلزات هالوجينات العناصر النبيلة
	الفلزات القلوية الفلزات القلوية الترابية فلزات أخرى	أشباه فلزات أشباه فلزات

اعتماداً على الشكل (1-6) قم بتنفيذ النشاط (1-2):

### مكونات الجدول الدوري

### نشاط (1-2):

1. ما الأساس الذي اعتمد في ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث؟
  2. ما عدد الدورات في الجدول الدوري؟
  3. صنّفت العناصر في الجدول إلى نوعين من المجموعات، ما رمز كل نوع؟
  4. ما عدد مجموعات النوع الأول؟ وما عدد مجموعات النوع الثاني؟
  5. ما رمز العنصر الموجود في نهاية كل دورة؟ وبماذا ينتهي تركيبه الإلكتروني؟
- بعد إجابتك عن هذه الأسئلة وجدت أن الجدول الدوري، يتكون من صفوف أفقية تسمى دورات، ومن أعمدة تسمى مجموعات، وأنه يوجد نوعان من المجموعات A و B. لكن ما علاقة موقع العنصر في الجدول الدوري مع تركيبه الإلكتروني؟ وبماذا يختلف التركيب الإلكتروني للعناصر في المجموعة الواحدة وفي الدورة الواحدة؟ لتتمكن من الإجابة عن هذه الأسئلة وغيرها، أدرس التراكييب الإلكترونية لذرات العناصر الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الذرة	التركيب الإلكتروني
${}^2\text{He}$	$1s^2$
${}^{10}\text{Ne}$	$[\text{He}]2s^22p^6$
${}^{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}]3s^2$
${}^{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}]4s^23d^2$
${}^{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}]4s^13d^5$
${}^{27}\text{Co}$	$[\text{Ar}]4s^23d^7$
${}^{48}\text{Cd}$	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}$
${}^{53}\text{I}$	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$

1. صنّف هذه العناصر حسب نوع المجموعات التي تنتمي إليها (A أم B).
  2. ما علاقة نوع المجموعة برمز المستوى الفرعي الأخير للعنصر؟
  3. ما عدد إلكترونات التكافؤ في كل منها؟
  4. ما رقم الدورة التي يقع فيها كل عنصر؟
  5. حدد من الجدول الدوري رقم المجموعة التي يقع فيها العنصر؟
- بعد إجابتك عن هذه الأسئلة لعلك وجدت أن رقم الدورة التي ينتمي إليها العنصر تساوي رقم أعلى مستوى رئيس (n) يحتوي على إلكترونات ذرته.

أما رقم المجموعة التي ينتمي إليها العنصر، ففي حالة عناصر مجموعات (A) والتي ينتهي التركيب الإلكتروني لجميع عناصرها بالمستوى الفرعي ns أو (ns np) فإنها تساوي مجموع إلكترونات التكافؤ له بإستثناء عنصر الهيليوم  ${}^2\text{He}$  والذي يقع في المجموعة الثامنة (A) رغم إمتلاكه إلكتروني تكافؤ.

أما العناصر الإنتقالية من مجموعات (d) رقم مجموعة العنصر تساوي مجموع إلكترونات المستوى الفرعي ns والمستوى الفرعي (n-1)d المعبأ جزئياً، وعندما يكون المجموع 8 أو 9 أو 10 فإنها تأخذ نفس رقم المجموعة VIII B ، وإذا كان المستوى الفرعي (n-1)d ممتلئاً بالإلكترونات فإن رقم المجموعة يساوي عدد إلكترونات ns. يبيّن الشكل (7-1) الجدول الدوري مقسماً إلى قطع مؤلفة من عدد من الأعمدة تبعاً للسعة القصوى من الإلكترونات لأفلاك المستويات الفرعية f، d، p، s.

1s		1s
2s		2p
3s		3p
4s	3d	4p
5s	4d	5p
6s	5d	6p
7s	6d	7p
	4f	
	5f	

الشكل (7-1): الجدول الدوري مقسم إلى مناطق حسب سعة المستويات الفرعية f، d، p، s،

يتضح أن الجدول الدوري يتكون من أربع قطع (Blocks): القطعة الأولى يطلق عليها قطعة s (s-block)، وهي مؤلفة من عمودين من العناصر: العمود الأول يقع أقصى يسار الجدول، ويضم عناصر المجموعة IA، وينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى  $ns^1$ ، والعمود الثاني يضم عناصر المجموعة الثانية، وينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى  $ns^2$ . والقطعة الثانية مؤلفة من ستة أعمدة، يطلق عليها قطعة p (p-block)، وتقع في يمين الجدول، وتضم عناصر المجموعات IIIA حتى المجموعة VIIIA (الغازات النبيلة). وتسمى العناصر في هاتين القطعتين (العناصر الممثلة)، التي يرمز لمجموعاتها بالرمز A، وينتهي التركيب الإلكتروني لجميع عناصرها بالمستوى الفرعي ns أو (ns np) وتمثل قيمة n رقم دورة العنصر.

أما القطعتان الثالثة والرابعة، فتضمنا مجموعات العناصر الانتقالية التي يرمز لها بالرمز B، فالقطعة الثالثة التي يطلق عليها قطعة d (d-block) مؤلفة من عشرة (10) أعمدة، وموزعة في ثماني مجموعات تبدأ بالمجموعة IIIB وتنتهي بالمجموعة IIB، وينتهي التركيب الإلكتروني لجميع عناصرها بـ  $ns(n-1)d$ ، حيث قيمة n تساوي 4 أو 5 أو 6 أو 7، وتشكل العناصر الانتقالية الرئيسة، والقطعة الرابعة يطلق عليها قطعة f (f-block)، وتتكون من سلسلتين أسفل الجدول، وهي مؤلفة من أربعة عشر (14) عموداً، وينتهي التركيب الإلكتروني لجميع عناصرها بـ  $ns(n-2)f$  حيث قيمة n تساوي 6 أو 7، وتشكل العناصر الانتقالية الداخلية.

**مثال (9):** ما المستوى الفرعي الأخير، وما عدد الإلكترونات فيه للعنصر الذي يقع في الدورة السادسة والعمود الأول من قطعة s (s-block)؟

**الحل:** يقع العنصر في الدورة السادسة والقطعة s؛ لذلك ينتهي بالمستوى الفرعي 6s، ولأنه يقع في العمود الأول فإن عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي الأخير يساوي (1).

**تمرين (11):** ما المستوى الفرعي الأخير، وما عدد الإلكترونات فيه لكل من العناصر الآتية؟

1. العنصر الذي يقع في الدورة الرابعة والعمود الثاني من قطعة p (p-block).

2. العنصر الذي يقع في الدورة الخامسة والعمود الثامن من قطعة d (d-block).

**مثال (10):** اكتب التركيب الإلكتروني للعنصر As الذي يقع في الدورة الرابعة والمجموعة VA.

**الحل:** يقع العنصر في الدورة الرابعة والمجموعة VA، فهو يحتوي على خمسة إلكترونات تكافؤ، وعليه فالعنصر ينتهي بـ  $4s^23d^{10}4p^3$  وتركيبه الإلكتروني:  $[Ar]4s^23d^{10}4p^3$

**تمرين (12):** اكتب التركيب الإلكتروني للعنصر Sn الذي يقع في الدورة الخامسة والمجموعة IVA، ثم احسب عدده الذري.

## الخصائص الدورية للعناصر

5-1

يعزى العديد من الاختلافات في خصائص العناصر بشكل دوري عبر الدورة الواحدة أو المجموعة الواحدة، إلى اختلاف التركيب الإلكتروني لها، ومن هذه الخصائص:

يبين الشكل (8-1) كيف يتغير حجم ذرات العناصر الممثلة في الجدول الدوري بشكل عام مع تغير العدد الذري. دقق في الشكل وأجب عن الأسئلة في النشاط (2-3):

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

الشكل (8-1): تغير نصف قطر الذرة للعناصر الممثلة في الجدول الدوري

## النشاط (3-1): العوامل المؤثرة في الحجم الذري

1. كيف يتغير الحجم الذري للعناصر كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟
2. كيف يتغير عدد مستويات الطاقة الرئيسة كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟ ماذا تستنتج؟
3. كيف يتغير الحجم الذري للعناصر كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الثالثة؟
4. كيف يتغير عدد البروتونات في النواة كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الثالثة؟
5. كيف تتغير قوة جذب النواة للإلكترونات المستوى الأخير كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الثالثة؟ ماذا تستنتج؟

لعلك توصلت إلى أن الحجم الذري يزداد كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة، بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة الذي يؤدي إلى زيادة في بعد إلكترونات المستوى الأخير عن النواة. أما في الدورة الواحدة فإن عدد مستويات الطاقة لا يتغير، في حين يزداد عدد البروتونات في النواة زيادة تدريجية كلما انتقلنا من اليسار نحو اليمين، وهذا يؤدي إلى زيادة تدريجية في مقدار شحنة النواة الفعالة فيزداد جذب النواة للإلكترونات المستوى الأخير، فيقل الحجم الذري.

ولتوضيح المقصود بشحنة النواة الفعالة، دعنا نأخذ الصوديوم كمثال، فالإلكترون الموجود في المستوى الخارجي في ذرة الصوديوم لا يتأثر بقوة جذب 11 بروتوناً الموجودة في النواة مثلما لو كان بالمستوى الأول، وذلك بسبب حجب الإلكترونات الموجودة في مستويي الطاقة الأول والثاني، بل يتأثر بجزء صغير من هذه القوة، وعليه فإن شحنة النواة الفعالة هي الجزء من شحنة النواة الذي يتأثر به الإلكترون المعني بسبب وجود إلكترونات تحجبه جزئياً عن النواة.

وتزداد شحنة النواة الفعالة كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، بسبب الزيادة التدريجية في عدد البروتونات في النواة.

**مثال (11)** قارن بين الحجم الذري لكل من الآتية: أ.  ${}_{7}\text{N}$ ،  ${}_{9}\text{F}$  . ب.  ${}_{14}\text{Si}$ ،  ${}_{7}\text{N}$  .

**الحل:**

- أ. الحجم الذري لـ  $F < N$  (تقع في نفس الدورة، وشحنة النواة الفعالة لـ  $F$  أكبر).
- ب. الحجم الذري لـ  ${}_{14}\text{Si} < {}_{7}\text{N}$  (قياساً على أن حجم  ${}_{14}\text{Si} < {}_{15}\text{P}$  وحجم  ${}_{7}\text{N} > {}_{15}\text{P}$ )

**تمرين (13):** أ. رتب العناصر الآتية حسب الحجم الذري:  ${}_{11}\text{Na}$ ،  ${}_{12}\text{Mg}$ ،  ${}_{19}\text{K}$ .

ب. علّل: الحجم الذري لذرة  ${}_{8}\text{O}$  أكبر من الحجم الذري لذرة  ${}_{10}\text{Ne}$ .

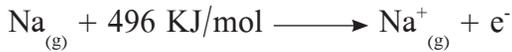
## ● طاقة التأين:

تعرفت سابقاً وجود قوة جذب بين الإلكترون سالب الشحنة والنواة موجبة الشحنة. وإذا أردنا نزع إلكترون من الذرة، فأى إلكترونات الذرة أسهل لعملية النزع؟ وماذا يلزم حتى تتم هذه العملية؟ وماذا ينتج عنها؟  
تعرف طاقة التأين الأول للعنصر، بأنها الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأضعف ارتباطاً بالنواة من ذرة العنصر المعزولة والمتعادلة والمستقرة وهي في الحالة الغازية. والشكل (9-1) يبين طاقة التأين الأول (بالكيلو جول/مول) لعناصر المجموعات الممثلة A في الجدول الدوري.

1	H 1311					He 2372		
2	Li 520	Be 899	B 800	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2080
3	Na 496	Mg 738	Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1256	Ar 1520
4	K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 761	As 947	Se 941	Br 1143	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1009	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At (926)	Rn 1037

الشكل (9-1): قيم طاقة التأين الأول للعناصر من المجموعات الممثلة بالكيلو جول/مول

ويمكن التعبير عن طاقة التأين الأول للصوديوم حسب المعادلة الآتية:



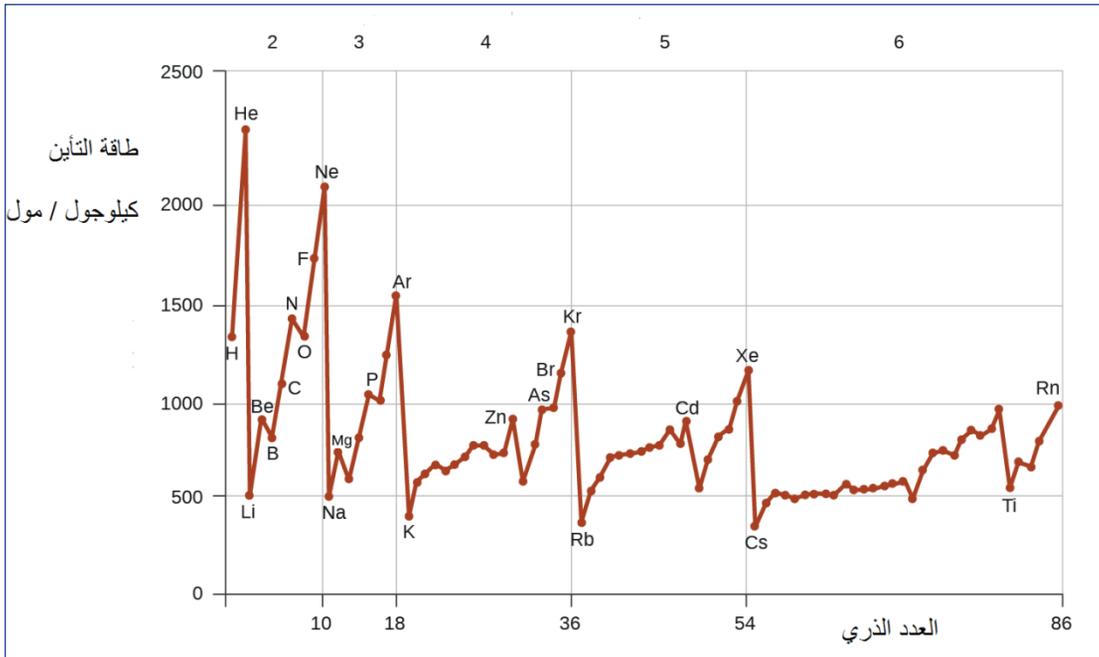
### العوامل المؤثرة في طاقة التأين الأول للعناصر

#### نشاط (4-1):

دقق في الشكل (9-1) وأجب عن الأسئلة الآتية:

1. كيف تتغير قيم طاقة التأين الأول كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟
2. هل يوجد علاقة بين الحجم الذري وقيم طاقة التأين الأول في المجموعة الواحدة؟
3. كيف تتغير قيم طاقة التأين الأول بشكل عام كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة؟
4. هل يوجد علاقة بين شحنة النواة الفعالة وقيم طاقة التأين الأول في الدورة الواحدة؟
5. أي العناصر لها أعلى قيمة طاقة تأين في كل دورة؟
6. هل يوجد حالات شاذة عن التغير العام في الدورة الواحدة؟ أعط أمثلة على ذلك في الدورة الثانية؟

تتضح دورية طاقة التأين الأول، حيث تزداد قيم طاقة التأين الأول بشكل عام كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة ونقصان الحجم الذري؛ ما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترون الأخير، فتزداد الطاقة اللازمة لنزعه من الذرة. وتقل كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة، بسبب زيادة الحجم الذري وزيادة بعد إلكترونات المستوى الأخير عن النواة؛ ما يضعف قوة جذب النواة للإلكترون الأخير، فتقل الطاقة اللازمة لنزعه، ويبين الشكل (10-1) العلاقة بين طاقة التأين الأول والعدد الذري.



شكل (10-1): طاقة التأين والعدد الذري

ولعلك لاحظت وجود شذوذ في دورية طاقة التأين في حالتين: الحالة الأولى عند الانتقال من عناصر المجموعة الثانية (IIA) إلى عناصر المجموعة الثالثة (IIIA) مثل  $Be_4$  و  $B_5$ ، والحالة الثانية عند الانتقال من عناصر المجموعة الخامسة (VA) إلى المجموعة السادسة (VIA) مثل  $N_7$  و  $O_8$ . فما سبب هذا الشذوذ؟

تجد في الحالة الأولى أن طاقة التأين الأول للبيريليوم  $Be_4$  أعلى من طاقة التأين الأول للبورون  $B_5$ ؛ لأن عملية نزع الإلكترون في حالة البيريليوم تكون من المستوى الفرعي  $2s^2$  الممتلئ، بينما في حالة البورون تكون عملية نزع الإلكترون من المستوى الفرعي  $2p^1$ ، الأعلى طاقة.

ويمكن استخدام قاعدة ثبات الفلك التي تنص على أن المستوى الفرعي (p أو d) الممتلئ أو نصف الممتلئ يكون أكثر ثباتاً واستقراراً من غيره، لتفسير ارتفاع قيمة طاقات التأين الأول لعناصر الغازات النبيلة، الواصلة لحالة الاستقرار والثبات في تركيبها الإلكتروني، وتفسير الشذوذ في الحالة الثانية، حيث تقل طاقة التأين الأول لذرة عنصر الأكسجين  $O_8$  عن طاقة التأين لذرة عنصر النيتروجين  $N_7$  لأن عملية نزع إلكترون من المستوى الفرعي نصف الممتلئ ( $2p^3$ ) تكون أصعب من نزع إلكترون من المستوى الفرعي  $2p^4$ .

مثال (12) رتب العناصر الآتية حسب طاقة التأين الأول لذراتها:  $_{17}\text{Cl}$  ،  $_{13}\text{Al}$  ،  $_{12}\text{Mg}$

الحل:  $\text{Al} < \text{Mg} < \text{Cl}$

تمرين (14): أيهما له أعلى طاقة تأين أول:  $_{16}\text{S}$  أم  $_{15}\text{P}$ ؟ فسر إجابتك.

6-1

### العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة من الجدول الدوري

تعلمت سابقاً أن العناصر الانتقالية ينتهي تركيبها الإلكتروني بـ  $(n-1)d$  و  $(n-2)f$ . وبشكل عام يمكن اعتبار العنصر انتقالياً إذا امتلكت ذرته مستوى فرعياً من نوع  $d$  أو  $f$  مملوء جزئياً سواء كانت لذرته أو أيونه، ومع ذلك فقد اصطلح على أنها تضم عناصر المجموعة (IIB) رغم امتلاك ذرات هذه المجموعة أفلاك  $d$  ممتلئة. ولتحديد رقم مجموعة العنصر الانتقالي في الدورة الرابعة.

تمرين (15): أكمل الفراغات الموجودة في الجدول أدناه.

العنصر	التركيب الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ	رقم المجموعة من الجدول
$_{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]4s^23d^1$		
$_{22}\text{Ti}$		4	
$_{23}\text{V}$			VB
$_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}]4s^13d^5$		
$_{25}\text{Mn}$		7	
$_{26}\text{Fe}$			VIII B
$_{27}\text{Co}$		9	
$_{28}\text{Ni}$	$[\text{Ar}]4s^23d^8$		VIII B
$_{29}\text{Cu}$			IB
$_{30}\text{Zn}$		2	

وتمتاز العناصر الانتقالية بتعدد حالة التأكسد، فهذه العناصر تفقد إلكترونات  $4s$  أولاً، ولديها القدرة على فقد بعض أو جميع إلكترونات  $3d$  المملوء جزئياً؛ وذلك لأن المستويات الفرعية  $4s$  و  $3d$  متقاربة في طاقتها، وتملك معظم العناصر الانتقالية خواص مغناطيسية، لأنها تملك إلكترونات مفردة.

## أسئلة الفصل

السؤال الأول ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

1 أي العناصر الآتية له أقل طاقة تأين أول؟

أ.  $^{10}\text{Ne}$  ب.  $^9\text{F}$  ج.  $^8\text{O}$  د.  $^7\text{N}$

2 أين يقع العنصر الذي عدده الذري 26 في الجدول الدوري؟

أ. الدورة الرابعة والمجموعة VIB ب. الدورة الرابعة والمجموعة VIIIB  
ج. الدورة الثالثة والمجموعة VIIIB د. الدورة الثالثة والمجموعة VIA

السؤال الثاني وضح المقصود بكل من الآتية:

القانون الدوري، طاقة التأين الأول، شحنة النواة الفعالة.

السؤال الثالث لديك العناصر الافتراضية الآتية: A, B, C, D, E, F, G, H متتالية في أعدادها الذرية من

A إلى H، إذا علمت أن العنصر E يقع في الدورة الثالثة وله أعلى طاقة تأين أول. أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. أي هذه العناصر عنصر انتقالي؟

ب. ما صيغة المركب الناتج من اتحاد D مع كل من A و F؟

ج. قارن بين E و F من حيث الحجم الذري.

د. حدّد موقع العنصر A في الجدول الدوري.

هـ. قارن بين B و C من حيث طاقة التأين الأول.

السؤال الرابع علّل كلاً من الآتية:

أ. الحجم الذري لـ  $^{19}\text{K}$  أكبر من الحجم الذري لـ  $^{11}\text{Na}$ .

ب. تمتلك معظم العناصر الإنتقالية خواص مغناطيسية.

## تقييم ذاتي

البناء الإلكتروني للذرة والصفات الدورية للعناصر ونظرية رابطة التكافؤ

### السؤال الأول

اختر رمز الإجابة الصحيحة فيما يأتي:

1 أي العناصر الافتراضية الآتية له أقل طاقة تأين أول؟

(أ)  $_{12}A$  (ب)  $_{13}B$  (ج)  $_{14}M$  (د)  $_{15}Q$

2 أي المستويات الفرعية الآتية يعبأ أولاً بالإلكترونات؟

(أ)  $5p$  (ب)  $6s$  (ج)  $4d$  (د)  $4f$

3 ما المستوى الفرعي الذي ينتهي به التركيب الإلكتروني لعنصر يقع في الدورة الرابعة والمجموعة 5B ؟

(أ)  $4P^3$  (ب)  $4P^5$  (ج)  $3d^5$  (د)  $3d^3$

4 ما هو الترتيب الصحيح للمستويات الفرعية الآتية حسب طاقتها؟

(أ)  $1S < 2S < 3d < 4s$  (ب)  $1s < 2s < 4s < 3d$  (ج)  $2s < 3p < 4p < 3d$  (د)  $2s < 3p < 4p < 4s$

5 ما عدد الأفلاك الكلية في المستوى الرئيسي الرابع  $n=4$ ؟

(أ) 3 (ب) 32 (ج) 16 (د) 4

6 ما العدد الذري للعنصر M، إذا كان التوزيع الإلكتروني للأيون  $M^{3+}$  ينتهي بالمستوى الفرعي  $3d^3$ ؟

(أ) 23 (ب) 24 (ج) 25 (د) 20

### السؤال الثاني

(أ) ما المقصود بكل من: 1 - قاعدة باولي 2 - قاعدة ثبات الفلك

(ب) علل ما يأتي:

1 - طاقة التأين الأول لعنصر الأكسجين  $O_8$  أقل من طاقة التأين الأول لعنصر النيتروجين  $N_7$ .

2 - يمتلك الحديد  $Fe_{26}$  صفات مغناطيسية أكثر من التيتانيوم  $Ti_{22}$ .



# الجدول الدوري للعناصر Periodic Table

1 IA	1 H 1.008	2 IIA	3 Li 6.941	4 Be 9.012	5 B 10.811	6 C 12.01	7 N 14.006	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.179	VIIIA																					
2	11 Na 22.989	12 Mg 24.305	13 Al 26.981	14 Si 28.085	15 P 30.973	16 S 32.066	17 Cl 35.452	18 Ar 39.948	VIA	19 K 39.098	20 Ca 40.08	36 Kr 83.80																				
3	37 Rb 85.467	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.904	54 Xe 131.29														
4	19 K 39.098	20 Ca 40.08	21 Sc 44.959	22 Ti 47.88	23 V 50.941	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.921	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80														
5	37 Rb 85.467	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.904	54 Xe 131.29														
6	55 Cs 132.905	56 Ba 137.33	57 La 138.905	58 Ce 140.116	59 Pr 140.907	60 Nd 144.24	61 Pm 145	62 Sm 150.36	63 Eu 151.954	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967	72 Hf 178.49	73 Ta 180.947	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.078	79 Au 196.966	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
7	87 Fr 233	88 Ra 226.021	89 Ac 227.027	90 Th 232.038	91 Pa 231.035	92 U 238.028	93 Np 273	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 262	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 264	108 Hs 265	109 Mt 268	110 Ds 271	111 Rg 280	112 Cn 285	113 Nh 286	114 Fl 289	115 Mc 289	116 Lv 293	117 Ts 294	118 Og 294

عناصر أخرى

عناصر صناعية

العناصر الانتقالية وجميعها فلزات

الفلزات الانتقالية  
الفلزات الأرضية النادرة

عناصر المجموعات الرئيسية

أشباه الفلزات  
أشباه فلزات

لا فلزات  
هالوجينات  
العناصر النبيلة

الفلزات القلوية  
الفلزات القلوية الترابية  
فلزات أخرى

# الحموض والقواعد

## Acids and Bases

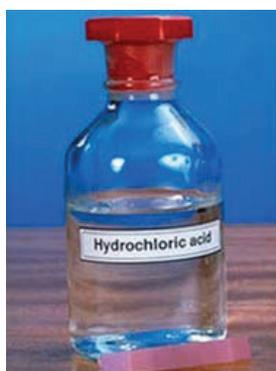
1-2

### الخواص العامة للحموض والقواعد

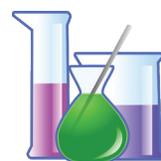
تتميز الحموض والقواعد ببعض الخواص العامة التي تميزها عن غيرها من المركبات الأخرى، ولتتعرف بعض هذه الخواص نفذ نشاط (1-2).

### الخواص العامة للحموض والقواعد

نشاط (1-2)



**المواد والأدوات:** هيدروكسيد الصوديوم NaOH، ومحلول حمض الهيدروكلوريك HCl بتركيز 0.1 مول/لتر، ومحلول كاشف فينولفثالين، وماء مقطر، وكأسان زجاجيان سعة 100 مل، ومغنيسيوم، وأنبوب اختبار زجاجي.



### خطوات العمل:



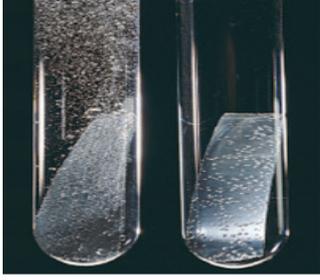
1. أذب 1 غم من هيدروكسيد الصوديوم في كأس زجاجي يحوي 50 مل ماء مقطر.
  2. ضع 20 مل من محلول حمض HCl في كأس زجاجي آخر.
  3. أضف (2-3) قطرات من كاشف فينولفثالين في كلا المحلولين، ما لون الكاشف في كل منهما؟
  4. أحضر أنبوب اختبار زجاجي، وضع فيه 5 مل من حمض HCl المخفف، ثم أضف في الأنبوب قطعة من المغنيسيوم Mg.
- ماذا تلاحظ؟



- اكتب معادلة التفاعل الحاصل في الأنبوب.

تمتاز الحموض بطعمها الحمضي، وقدرة محاليلها على توصيل التيار الكهربائي، وتغيير لون الكواشف المختلفة، وتفاعل الحموض مع معظم الفلزات وينطلق من التفاعل غاز الهيدروجين، أما القواعد فتتميز بطعمها المر، وتوصيل محاليلها للتيار الكهربائي، وقدرة محاليلها على تغيير لون الكواشف المختلفة.

تختلف الحموض بعضها عن بعض وكذلك القواعد في درجة تفككها (تأينها) في الماء، ويؤثر ذلك في نشاطها الكيميائي، وعليه تم تصنيفها إلى حموض وقواعد قوية، أو حموض وقواعد ضعيفة.



(أ) (ب)

شكل (1-2): تفاعل صفيحة Zn مع حمض  
HCl، CH<sub>3</sub>COOH

**تمرين (1):** يمثل الشكل (1-2) تفاعل صفيحة من الخارصين Zn

مع الحمضين (HCl، CH<sub>3</sub>COOH) بنفس التركيز.

• في أي الأنبوبين انطلق الغاز بكمية وبسرعة أكبر؟

• ما اسم الغاز المنطلق؟

• أي الأنبوبين (أ) أم (ب) يحوي على الحمض الأقوى؟

• ماذا تستنتج؟

## تطور مفهومي الحمض والقاعدة

2-2

### • مفهوم أرهينيوس : Arrhenius Concept

وضع أرهينيوس عام 1887م تصوراً حول طبيعة الحموض والقواعد، وقد عرّف كلاهما على النحو الآتي:

الحمض: المادة التي تزيد من تركيز أيونات الهيدروجين H<sup>+</sup> عند ذوبانها في الماء.

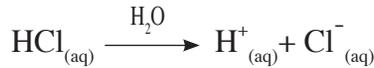
القاعدة: المادة التي تزيد من تركيز أيونات الهيدروكسيد OH<sup>-</sup> عند ذوبانها في الماء.

وحسب مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد لا تكون المادة حمضاً إلا إذا احتوت على أيون (أيونات)

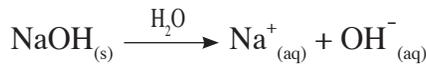
الهيدروجين H<sup>+</sup>، أما القاعدة فيشترط احتوائها على مجموعة الهيدروكسيد OH<sup>-</sup>.

تأمل الآتي:

• يتأين حمض الهيدروكلوريك في الماء إلى أيونات الهيدروجين الموجبة، وأيونات الكلوريد السالبة، كما في المعادلة الآتية:



• أما عند ذوبان هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء فإنه يتأين إلى أيونات الهيدروكسيد السالبة، وأيونات الصوديوم الموجبة.



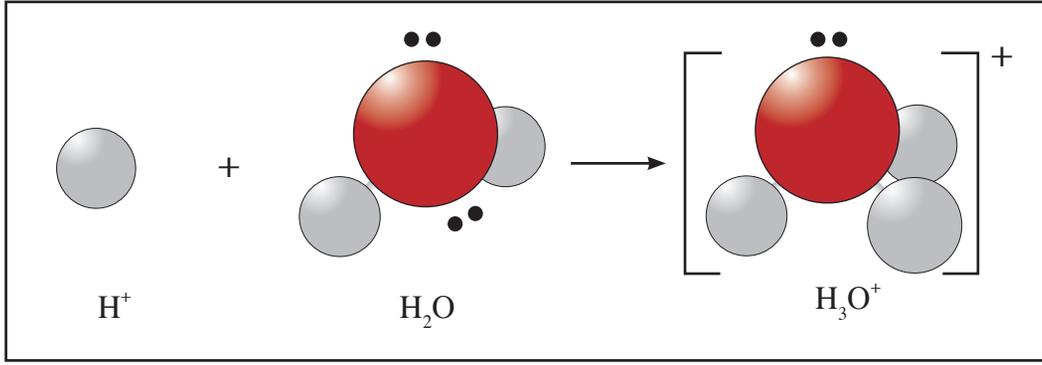
**تمرين (2):** اكتب معادلة كيميائية تمثل تأين كل من الآتية في الماء وفق مفهوم أرهينيوس:

أ. حمض البيروكلوريك HClO<sub>4</sub>      ب. هيدروكسيد الباريوم Ba(OH)<sub>2</sub>

عندما تتأين الحموض في الماء فإنها تكوّن أيونات الهيدروجين الموجبة (البروتون H<sup>+</sup>) وهو أيون صغير الحجم

وكثافة شحنته الموجبة عالية جداً؛ لذا يميل للارتباط بجزيء ماء واحد على الأقل مكوناً أيون الهيدرونيوم H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>،

انظر الشكل (2-2).

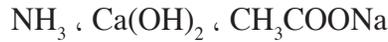


شكل (2-2): تكوّن أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$

### تمرين (3):

1. لماذا يطلق على أيون الهيدروجين الموجب اسم البروتون؟
2. ما نوع الرابطة التي يكونها أيون  $H^+$  مع الماء عند تكوين أيون  $H_3O^+$  ؟  
بالرغم من نجاح مفهوم أرهينيوس في تفسير كثير من خواص الحموض والقواعد إلا أنه واجه عدداً من التحديات منها:
  1. وجود بعض المركبات لها خواص قاعدية في المحاليل المائية، رغم أنها لا تحوي مجموعة  $(OH^-)$  مثل مركب الأمونيا  $NH_3$ .
  2. اقتصار المفهوم على المحاليل المائية، وعدم قدرته على تفسير تفاعلات الحموض والقواعد في المحاليل غير المائية.
  3. عدم قدرته على تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل بعض الأملاح مثل  $NH_4Cl$ ،  $KF$ .

### تمرين (4): أي من الآتية تعدّ قاعدة حسب مفهوم أرهينيوس؟



### ● مفهوم برونستد - لوري (Bronsted- Lowry Concept)

اقترح كل من يوهانز برونستد وتوماس لوري مفهوماً أكثر تطوراً وشموليةً للحموض والقواعد عام 1923م، وحسب هذا المفهوم فإن:

**الحمض: المادة التي تمنح البروتون  $H^+$  لمادة أخرى عند تفاعلها.**

**القاعدة: المادة التي تستقبل البروتون  $H^+$  من مادة أخرى عند تفاعلها.**

يمثل التفاعل الآتي تأين حمض الهيدروسيانيك في الماء:



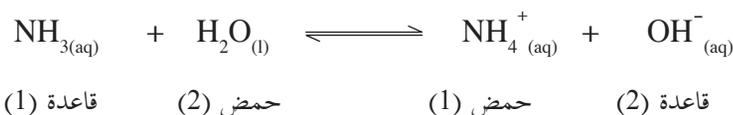
يسلك HCN كحمض؛ لأنه يمنح البروتون إلى جزيء الماء، ويعدّ جزيء الماء قاعدة في هذا التفاعل؛ لأنه يستقبل هذا البروتون، وحيث إن التفاعل يتم بشكل عكسي، فإن أيون  $H_3O^+$  يسلك كحمض؛ لأنه يمنح البروتون إلى أيون  $CN^-$ ، ويعدّ أيون  $CN^-$  قاعدة؛ لأنه يستقبل ذلك البروتون.

صيغة الحمض الملازم = صيغة القاعدة +  $H^+$

صيغة القاعدة الملازمة = صيغة الحمض -  $H^+$

يشكل كل من  $CN^-$ ، HCN زوجاً متلازماً من الحمض والقاعدة، وكذلك يشكل  $H_2O$ ،  $H_3O^+$  زوجاً متلازماً آخر، ويوضح التفاعل الآتي بين الأمونيا

والماء الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة (conjugate acid – base pair):



هناك مواد تسلك سلوك الحمض في بعض التفاعلات، وسلوك القاعدة في تفاعلات أخرى، تسمى المواد الأمفوتيرية ومنها ( $H_2O$ ،  $HS^-$ ،  $HSO_3^-$ ،  $HCO_3^-$  ...)

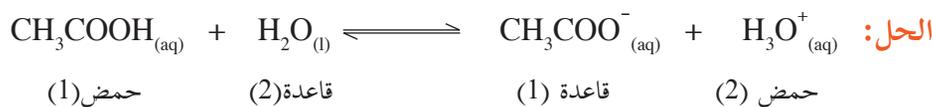
1. ما صيغة الحمض الملازم للقواعد  $CH_3NH_2$ ،  $HCO_3^-$ ،  $Br^-$ ،  $SO_3^{2-}$  ؟

تمرين (5):

2. ما صيغة القاعدة الملازمة للحموض  $HCO_3^-$ ،  $CH_3COOH$ ،  $HF$ ،  $H_2C_2O_4$  ؟

يعد حمض الإيثانويك  $CH_3COOH$  المكون الرئيس في الخل، اكتب معادلة تأين الحمض في الماء، ثم حدّد الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة.

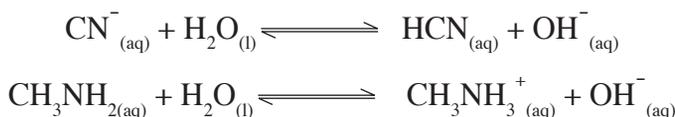
مثال (1):



الأزواج المتلازمة من (الحمض/القاعدة) هي:  $(H_2O/H_3O^+)$ ،  $(CH_3COO^- / CH_3COOH)$

حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة في كل من التفاعلين الآتيين:

تمرين (6):



### ● مفهوم لويس: Lewis Concept

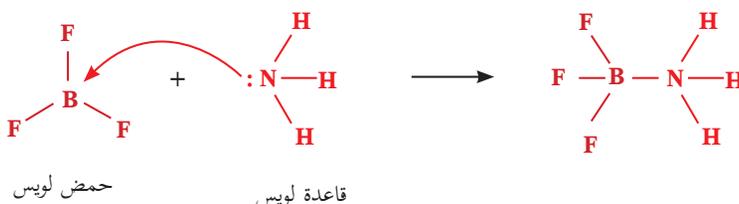
قدم لويس تعريفاً للحمض والقاعدة أكثر شمولية من تعريف برونستد - لوري، واعتمد في تفسير السلوك الحمضي والقاعدي على أزواج الإلكترونات غير الرابطة وحركتها أثناء التفاعل بين الحمض والقاعدة، وكان هذا امتداداً طبيعياً لدراسته حول دور أزواج الإلكترونات في إنشاء الروابط الكيميائية.

**الحمض:** المادة التي تستقبل زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى عند تفاعلها.

**القاعدة:** المادة التي تمنح زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة إلى مادة أخرى عند تفاعلها.

أنظر التفاعل الآتي بين الأمونيا وفلوريد البورون:

تقدم الأمونيا  $\text{NH}_3$  زوجاً من الإلكترونات إلى جزيء  $\text{BF}_3$ ، وتشكل بينهما رابطة تساهمية تناسقية، وبالتالي يمكن اعتبار  $\text{NH}_3$  قاعدة لويس، و  $\text{BF}_3$  حمض لويس.



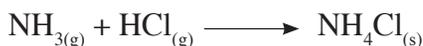
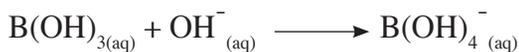
حمض لويس

قاعدة لويس

لاحظت أن تعريف لويس للحمض والقاعدة لا يشترط انتقال البروتون من الحمض للقاعدة كما في تعريف برونستد ولوري، ولا يشترط وجود المحلول المائي كما في تعريف أرهينيوس، بل يشمل تفاعلات تحدث دون وجود الماء، والتفاعلات الغازية أيضاً، من جهة أخرى استطاع مفهوم لويس تفسير السلوك الحمضي لأيونات العناصر الفلزية الانتقالية.

## تمرين (7):

1. حدّد حمض لويس وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:



2. فسّر السلوك القاعدي لمركب الهيدرازين  $\text{N}_2\text{H}_4$  عند تفاعله مع الماء حسب مفهوم:

أ. برونستد - لوري  
ب. لويس

## التأين الذاتي للماء والرقم الهيدروجيني (Auto Ionization of Water and pH)

3-2

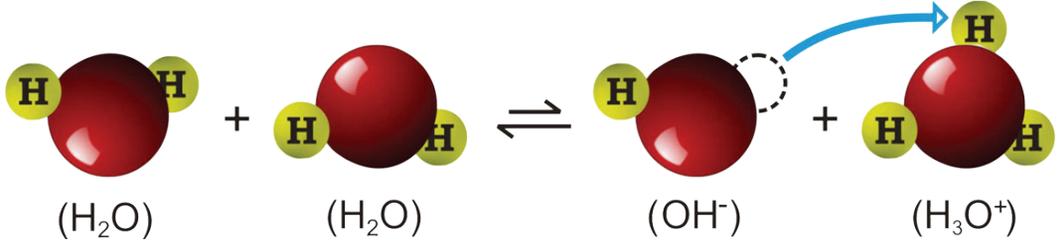
### ● التأين الذاتي للماء

أظهرت التجارب بأن الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي؛ ما يدل على وجود عدد قليل جداً من الأيونات فيه، فما مصدر تلك الأيونات؟

تقوم بعض جزيئات الماء بمنح بروتونات، تستقبلها جزيئات ماء أخرى، وتسمى هذه الظاهرة التأين الذاتي للماء.



ويوضح الشكل (3-2) ظاهرة التأين الذاتي للماء:



شكل (3-2): ظاهرة التأين الذاتي للماء

بما أن التفاعل في حالة اتزان كيميائي فإن له ثابت اتزان  $K_c$  على النحو الآتي:

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

أي أن  $[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{H}_2\text{O}] \times K_c$  {بما أن تركيز الماء ثابت فإن  $[\text{H}_2\text{O}]^2$  ثابت}

$$14 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{H}_2\text{O}] \times K_c = K_w \text{ عند درجة حرارة } 25^\circ \text{س.}$$

تستخدم هذه العلاقة في إيجاد تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  و  $\text{H}_3\text{O}^+$  في المحاليل المائية كما في الأمثلة الآتية:

**مثال (2):** احسب تركيز أيونات كل من  $[\text{OH}^-]$  و  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  في كل مما يأتي:

1. الماء المقطر.

2. محلول حمض الهيدروكلوريك HCl (0.5 مول/لتر).

**الحل:**

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

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

$$\text{إذن } 14 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2 = \sqrt{14 \times 10^{-14}} \text{ مول/لتر.}$$

2. حمض الهيدروكلوريك: تركيز أيونات  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 14 \times 10^{-14}$  مول/لتر، وهو مقدار ضئيل جداً

يمكن تجاهله.

أما تركيز أيونات  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.5$  مول/لتر؛ لأن الحمض قوي ويتأين كلياً.



0.5 مول/لتر

صفر صفر

التركيز قبل التأين

صفر

0.5 مول/لتر 0.5 مول/لتر

التركيز بعد التأين

من المعادلة السابقة يتضح أن تركيز أيونات  $H_3O^+$  = 0.5 مول / لتر.  
ولحساب تركيز أيونات  $OH^-$  في المحلول المائي نجد أن:

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

**مثال (3):** احسب  $[H_3O^+]$  في المحلول المائي الناتج من إذابة 0.855 غم من هيدروكسيد الباريوم  $Ba(OH)_2$  الذي يتفكك كلياً في 500 مل من الماء، علماً أن الكتلة المولية لهيدروكسيد الباريوم = 171 غم/مول.

**الحل:**

$$\text{عدد مولات هيدروكسيد الباريوم} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{0.855}{171} = 0.005 \text{ مول.}$$

$$\text{تركيز هيدروكسيد الباريوم} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0.005}{0.5} = 0.01 \text{ مول/لتر.}$$

وبما أن هيدروكسيد الباريوم من القواعد القوية التي تتأين كلياً حسب المعادلة الآتية:



التركيز قبل التأين صفر صفر صفر  
التركيز بعد التأين 0.01 × 2 مول / لتر 0.01 مول / لتر صفر

وعليه يكون تركيز أيونات  $OH^-$  = 0.02 مول / لتر

$$\text{تركيز أيونات } H_3O^+ = \frac{10^{-14} \times 1}{0.02} = 5 \times 10^{-13} \text{ مول / لتر.}$$

**تمرين (8):** يستخدم حمض الكبريتيك  $H_2SO_4$  كمحلول كهربي في بطاريات السيارات (المركم الرصاصي)، احسب تركيز أيونات  $H_3O^+$  في المحلول المائي للحمض عند تأينه في الماء بشكل تام، إذا أذيب  $5 \times 10^{-3}$  مول منه في لتر من الماء.

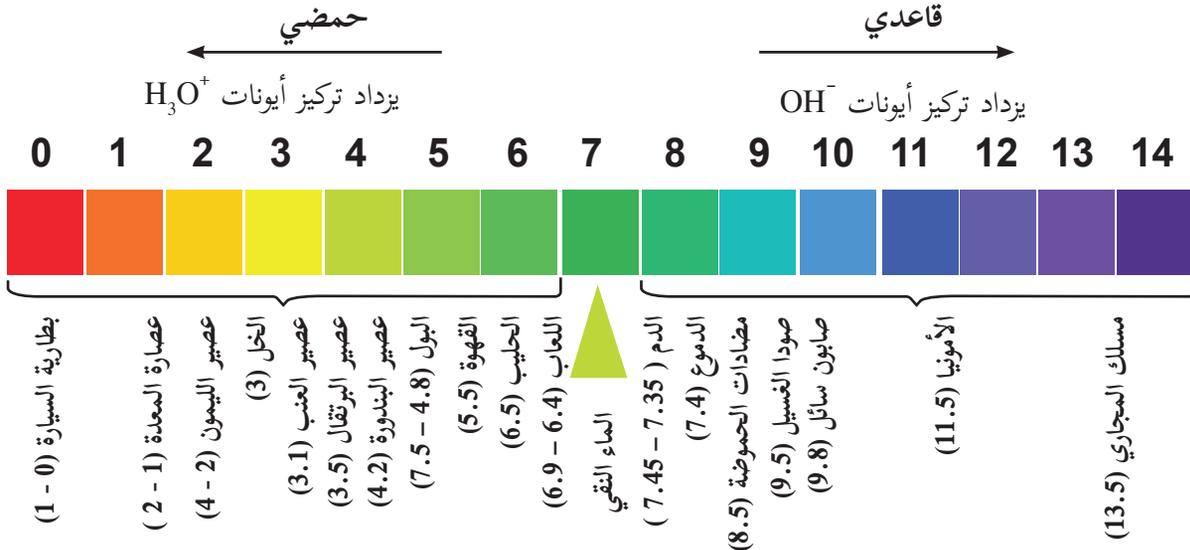
وبيّن الجدول (1-2) بعض الحموض القويّة وبعض القواعد القويّة.

بعض الحموض والقواعد القويّة الشائعة	
القاعدة القوية	الحمض القوي
LiOH	$HClO_4$
NaOH	$H_2SO_4$
KOH	HI
$Sr(OH)_2$	HCl
$Ba(OH)_2$	$HNO_3$

الجدول (1-2): بعض الحموض القويّة وبعض القواعد القويّة

## ● الرقم الهيدروجيني pH

يعرف الرقم الهيدروجيني pH بأنه سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  في المحاليل المائية. أي أن:  $pH = -\log[H_3O^+]$ ، وهو مقياس لتحديد تركيز أيونات  $H_3O^+$  في المحلول المائي. ويُظهر الشكل (4-2) تدرج الرقم الهيدروجيني من صفر إلى 14 لبعض المحاليل المائية عند درجة 25 °س.



شكل (4-2): الرقم الهيدروجيني pH لبعض المحاليل المائية (ليس للحفظ)

## الرقم الهيدروجيني لبعض المواد في المنزل.

### نشاط (2-2)

اعتماداً على الشكل (4-2) أجب عما يأتي:

1. ما الرقم الهيدروجيني لكل من عصير البندورة وعصير العنب؟ أيهما فيه تركيز أيونات  $H_3O^+$  أعلى؟
2. ما الرقم الهيدروجيني لكل من الصابون السائل والأمونيا؟
3. كيف يتغير الرقم الهيدروجيني مع زيادة تركيز أيونات  $H_3O^+$ ؟
4. كيف يتغير الرقم الهيدروجيني مع زيادة تركيز أيونات  $OH^-$ ؟

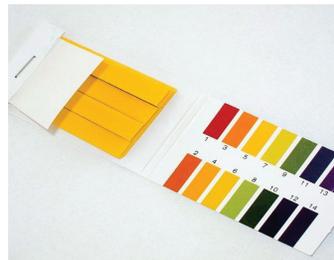
ولقياس الرقم الهيدروجيني pH يستخدم عادة جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني (pH meter) حيث يعطي قيمة دقيقة، ويمكن استخدام الكاشف العالمي

Universal indicator وهو خليط من مجموعة من

الكواشف لتقدير قيم الرقم الهيدروجيني.



مقياس الرقم الهيدروجيني pH



ألوان الكاشف العالمي

ولتتعرف كيفية حساب الرقم الهيدروجيني، قم بدراسة الأمثلة الآتية:

**مثال (4):** احسب الرقم الهيدروجيني pH في كل مما يأتي:

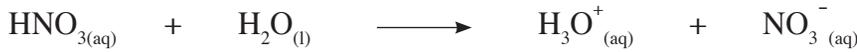
1. الماء المقطر.

2. محلول حمض النيتريك  $\text{HNO}_3$  تركيزه  $2 \times 10^{-3}$  مول/لتر.

**الحل:** 1. عرفت سابقاً أن  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$  مول/لتر في الماء المقطر.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1 \times 10^{-7}) = 7$$

2. حمض النيتريك من الحموض القوية التي تتأين كلياً في الماء حسب التفاعل الآتي:



$2 \times 10^{-3}$  مول/لتر

صفر

صفر

التركيز قبل التأين

صفر

$2 \times 10^{-3}$  مول/لتر

$2 \times 10^{-3}$  مول/لتر

التركيز بعد التأين

إذا كان  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-n}$

فإن  $\text{pH} = n - \log 1$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

$$\log 2 = 0.3$$

$$\text{pH} = -\log (2 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3 - 0.3 = 2.7$$

**مثال (5):** جد تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  في عينة من عصير التفاح الرقم الهيدروجيني لها  $(\text{pH} = 4.6)$ .

**الحل:**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ وهذا يعني أن } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$= 10^{-4.6} = 10^{0.4-5} \text{ مول/لتر}$$

(العدد الذي يقابل اللوغاريتم 0.4 هو 2.5)

$$= 2.5 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

**تمرين (9):**

1. إذا كان تركيز أيونات الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ ) في القهوة يساوي  $1 \times 10^{-9}$  مول/لتر، جد قيمة pH لمحلول

القهوة، وهل القهوة حمضية أم قاعدية؟

2. محلول ناتج عن إذابة  $5 \times 10^{-3}$  مول من حمض البيروكلوريك  $\text{HClO}_4$  في لتر من الماء، جد قيمة pH في

المحلول المائي الناتج. علماً أن  $(\log 5 = 0.7)$

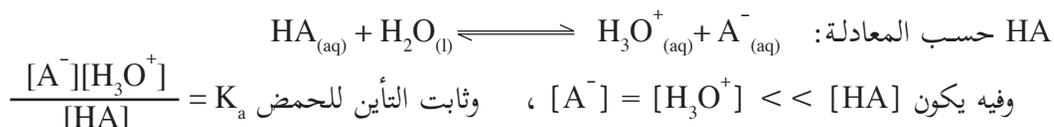
3. وجد أن الرقم الهيدروجيني لعينة من دم إنسان يساوي 7.4، احسب تركيز أيونات  $[\text{OH}^-]$ ،  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  في الدم.

4. عينة من مضاد الحموضة تستخدم لعلاج قرحة المعدة لها  $\text{pH} = 10$ ، احسب قيمة  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  فيها.

## الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

### أولاً: الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة:

عرفت سابقاً أن الحموض القوية تتأين في الماء كلياً، وعليه يكون تركيز أيونات  $[H_3O^+]$  مساوياً تقريباً لتركيز الحمض الأصلي أحادي البروتون، مثل حمض  $HNO_3$ ، وحمض  $HClO_4$ ، أما الحموض الضعيفة مثل  $HF$ ،  $HCN$  فإن تركيز أيونات  $[H_3O^+]$  يقل كثيراً عن تركيز الحمض الأصلي قبل التأين. حيث يتأين الحمض الضعيف



وتعدّ قيم  $K_a$  للحموض الضعيفة مقياساً لقوتها في المحلول المائي، حيث تزداد قوة الحمض بازدياد قيمة  $K_a$  وازدياد تركيز أيونات  $H_3O^+$  في المحلول المائي. ويبين الجدول (2-2) قيم ثابت التأين لبعض الحموض الضعيفة أحادية البروتون، ومعادلات تأينها في الماء.

$K_a$	معادلة التأين	الصيغة الكيميائية	اسم الحمض
$4 \cdot 10 \times 6.8$	$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	HF	حمض الهيدروفلوريك
$4 \cdot 10 \times 5.6$	$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-_{(aq)}$	$HNO_2$	حمض النيتروز
$4 \cdot 10 \times 1.8$	$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$	HCOOH	حمض الميثانويك
$5 \cdot 10 \times 6.3$	$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$	$C_6H_5COOH$	حمض البنزويك
$5 \cdot 10 \times 1.8$	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	$CH_3COOH$	حمض الإيثانويك
$8 \cdot 10 \times 2.9$	$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$	HClO	حمض الهيبوكلوروز
$10 \cdot 10 \times 4.2$	$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$	HCN	حمض الهيدروسيانيك

جدول (2-2): قيم ثابت التأين لبعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25°س (قيم  $K_a$  ليست للحفظ)

## نشاط (2-3): الحموض الضعيفة

ادرس الجدول (2-3)، وأجب عن الأسئلة الآتية:

1. أي الحموض هو الأقوى؟ أي الحموض هو الأضعف؟
  2. ما صيغة القاعدة الملازمة للحمض الأقوى؟ ما صيغة القاعدة الملازمة للحمض الأضعف؟
  3. أي الحموض فيه  $[H_3O^+]$  هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية في التركيز؟
  4. أي الحموض فيه الرقم الهيدروجيني pH هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية في التركيز؟ فسّر إجابتك.
  5. اكتب الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة في معادلة تأين حمض الهيوكلوروز في الماء.
- يكون الحمض الملازم لقاعدة قوية، حمضاً ضعيفاً، وتكون القاعدة الملازمة لحمض قوي، قاعدة ضعيفة.

مثال (6): أيهما أقوى كقاعدة الأيون  $CH_3COO^-$  أم الأيون  $ClO^-$ ؟

**الحل:** بما أن الأيون  $CH_3COO^-$  ملازماً للحمض  $CH_3COOH$ ، والأيون  $ClO^-$  ملازماً للحمض  $HClO$ ، ومن قيم ثابت التأين للحموض تلاحظ أن الحمض  $CH_3COOH$  أقوى من الحمض  $HClO$ ، فتكون القاعدة الملازمة  $CH_3COO^-$  أضعف من القاعدة  $ClO^-$ .

وتنحاز حالة الاتزان في التفاعلات الكيميائية بين الحموض والقواعد، نحو الطرف الذي تكون فيه الحموض والقواعد الضعيفة.

مثال (7): حدّد الاتجاه الذي ينحاز إليه الاتزان في التفاعل الآتي:



**الحل:** عند مقارنة قوة الحمضين ( $HNO_2$ ،  $HClO$ ) تجد أن الحمض  $HNO_2$  أقوى من الحمض  $HClO$ ، وهذا يشجع انحياز حالة الاتزان نحو المواد الناتجة (أي نحو الحمض الأضعف)، وإذا قارنت قوة القواعد الملازمة للحموض، ستجد أن  $ClO^-$  أقوى من  $NO_2^-$ ، وهذا يشجع انحياز التفاعل نحو المواد الناتجة أيضاً.

## تمرين (10):

قرّر أي الاتجاهات ينحاز إليها الاتزان في التفاعلات الآتية اعتماداً على قيم  $K_a$  في الجدول (2-3).



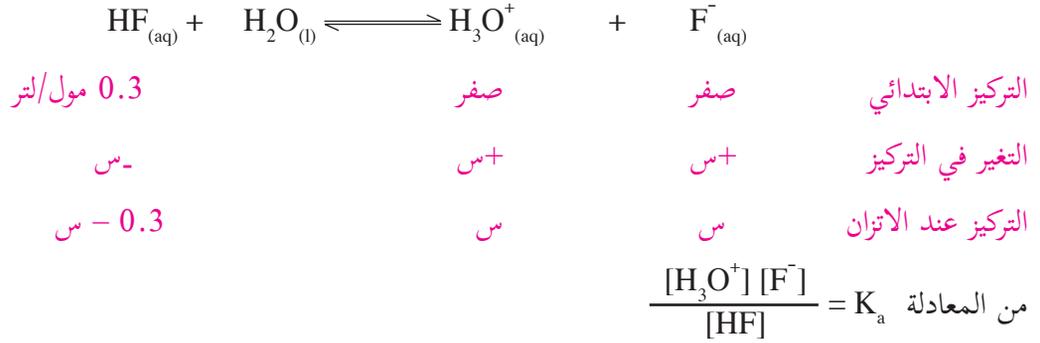
## ● الحسابات المتعلقة بثابت التأيّن للحموض الضعيفة $K_a$

يوضّح المثالان الآتيان الحسابات المتعلقة بثابت التأيّن للحموض الضعيفة:

مثال (8):

احسب الرقم الهيدروجيني pH في محلول حمض الهيدروفلوريك HF تركيزه (0.3 مول/لتر) إذا علمت أن  $K_a$  للحمض =  $6.8 \times 10^{-4}$ ، ثم احسب النسبة المئوية لتأيّن الحمض.

**الحل:** يتأين حمض الهيدروفلوريك حسب المعادلة الآتية:



يمكن تجاهل قيمة س في المقام؛ لأنها قيمة صغيرة بسبب ضعف الحمض

$$\frac{س \times س}{س - 0.3} = 6.8 \times 10^{-4}$$

$$\frac{س^2}{0.3} = 6.8 \times 10^{-4} \text{ أي أن } س^2 = 0.3 \times 6.8 \times 10^{-4}$$

$$\text{وعندها } س^2 = 0.3 \times 6.8 \times 10^{-4} = 2.04 \times 10^{-4} \text{ ومنها}$$

$$س = 1.43 \times 10^{-2} \text{ مول/لتر}$$

$$س = [\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.43 \times 10^{-2} \text{ مول/لتر}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.43 \times 10^{-2})$$

$$\text{pH} = 2 - 1.43 = 0.57 \text{ (لو } 1.43 = 0.15)$$

$$\text{النسبة المئوية للتأيّن} = \frac{\text{الكمية المتأينة (س)}}{\text{الكمية الأصلية}} \times 100\%$$

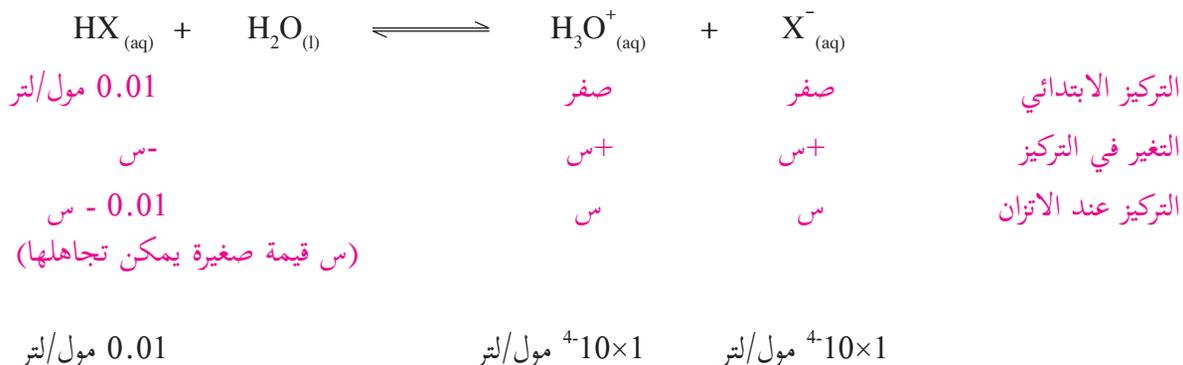
$$= \frac{1.43 \times 10^{-2}}{0.3} \times 100\% = 4.76\%$$

يتم تجاهل قيمة س في المقام عندما يكون:

$$\frac{\text{التركيز الابتدائي للحمض}}{K_a} < 400$$

**مثال (9):** احسب قيمة  $K_a$  لمحلول الحمض الضعيف الافتراضي HX، تركيزه يساوي 0.01 مول/ لتر، والرقم الهيدروجيني pH = 4.

**الحل:** pH = 4 أي أن  $[H_3O^+] = 10^{-4}$  مول/ لتر.



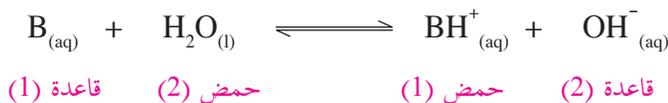
$$10^{-6} = \frac{(10^{-4})^2}{0.01} = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]} = K_a$$

### تمرين (11):

محلول مائي لحمض إفتراضي HB تركيزه (0.2 مول/ لتر)، ودرجة تأينه في الماء تساوي 4 %، احسب قيمة الرقم الهيدروجيني pH له، ثم احسب قيمة  $K_a$  لهذا الحمض.

### ثانياً: الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة:

تتأين القواعد الضعيفة في الماء جزئياً، ويمكن تمثيل التفاعل العام لتأينها بالمعادلة الآتية:



ويكون ثابت التآين للقاعدة  $K_b$  على النحو الآتي:

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

ويضم جدول (3-2) عدداً من القواعد الضعيفة، وثابت التآين لكل منها.

$K_b$	معادلة التآين	الصيغة	القاعدة
$4 \cdot 10 \times 5$	$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	ميثيل أمين
$5 \cdot 10 \times 1.8$	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NH}_3$	الأمونيا
$6 \cdot 10 \times 1.3$	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{N}_2\text{H}_4$	هيدرازين
$9 \cdot 10 \times 8.7$	$\text{NH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{OH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{NH}_2\text{OH}$	هيدروكسيل أمين
$9 \cdot 10 \times 1.4$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	بيريدين
$10 \cdot 10 \times 3.8$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	أنيلين

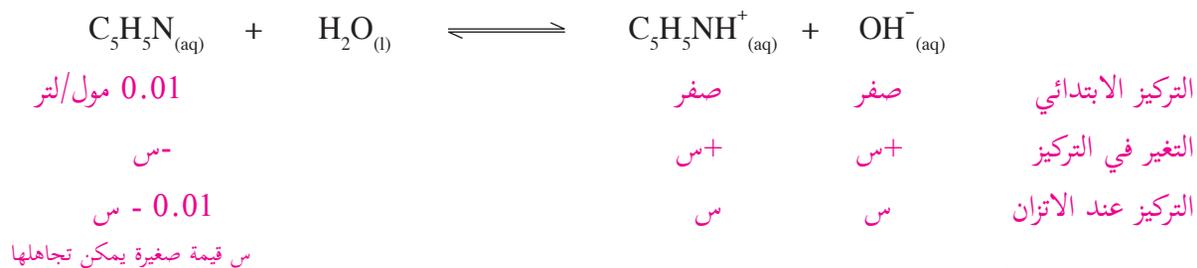
جدول (3-2): قيم ثابت التآين لبعض القواعد الضعيفة  $K_b$  عند درجة حرارة 25°س (قيم  $K_b$  ليست للحفظ)

### ● الحسابات المتعلقة بثابت الاتزان للقواعد الضعيفة $K_b$

لتتعرف الحسابات المتعلقة بثابت الاتزان للقواعد الضعيفة، ادرس المثال الآتي:

**مثال (10)** احسب قيمة pH في محلول البيريدين  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ، تركيزه يساوي 0.01 مول/ لتر علماً أن ثابت التآين للبيريدين يساوي  $1.4 \times 10^{-9}$ .

**الحل:**



$$\frac{[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]} = K_b$$

$$\frac{\text{س}^2}{0.01} = \frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{س} - 0.01} = 1.4 \times 10^{-9}$$

$$\text{س}^2 = 0.01 \times 1.4 \times 10^{-9} = 1.4 \times 10^{-11}$$

$$\text{س} = \sqrt{1.4 \times 10^{-11}} = 3.74 \times 10^{-6} \text{ مول/لتر}$$

$$6 \cdot 10^{-6} \times 3.74 = [\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] = [\text{OH}^-] \text{ مول/لتر.}$$

$$9 \cdot 10^{-9} \times 2.67 = \frac{14 \cdot 10^{-14}}{6 \cdot 10^{-6} \times 3.74} = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ مول/لتر}$$

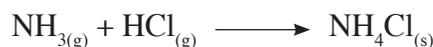
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2.67 \cdot 10^{-9}) = 8.57 \quad \text{لو } 2.67 = 0.43 \text{ (لو } 0.43 = 2.67 \text{)}$$

**تمرين (12):** احسب قيمة ثابت التآين للقاعدة الضعيفة B عندما يكون تركيزها يساوي 0.04 مول/ لتر، وقيمة الرقم الهيدروجيني  $\text{pH} = 10$ .

## 5-2 الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

### ● تميّه الأملاح (hydrolysis)

نتج الأملاح من تفاعلات تتم بين الحموض والقواعد، كما في التفاعلات الآتية:



ولتتعرف سلوك الأملاح الحمضي والقاعدي قم بتنفيذ نشاط (4-2).

### السلوك الحمضي والقاعدي للأملاح

### نشاط (4-2)

**المواد والأدوات:** نترات الصوديوم  $\text{NaNO}_3$ ، وإيثانوات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ، وكلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ، ومقياس الرقم الهيدروجيني  $\text{pH}$ ، وكؤوس سعة 50 مل، وماء مقطر.

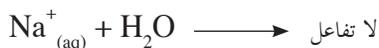


### خطوات العمل:

1. أذب 2 غم من كل من الأملاح السابقة في 20 مل من الماء المقطر.
2. استخدم مقياس الرقم الهيدروجيني  $\text{pH}$  لتحديد الرقم الهيدروجيني لكل محلول.
3. أكمل الجدول الآتي:

المحلول	$\text{pH}$	المصدر القاعدي	المصدر الحمضي	الملح
طبيعة المحلول			$\text{HNO}_3$	$\text{NaNO}_3$
	أكبر من 7	$\text{NaOH}$		$\text{CH}_3\text{COONa}$
حمضي				$\text{NH}_4\text{Cl}$

وعليه تصنف الأملاح حسب سلوكها الحمضي والقاعدي إلى أملاح متعادلة، أو حمضية، أو قاعدية. فملح سيانيد الصوديوم NaCN يُعدّ ملحاً قاعدياً؛ لأنه يتأين في الماء، وينتج أيونات  $\text{Na}^+$ ، وأيونات  $\text{CN}^-$ ، فأيون  $\text{Na}^+$  (لا يتميّه)؛ لأنه ملازم للقاعدة القوية NaOH، وبذلك يكون حمضاً ضعيفاً. أما أيون  $\text{CN}^-$ ، فيتفاعل مع الماء (يتميّه)؛ لأنه ملازم للحمض الضعيف HCN.



تبيّن لك من المعادلات السابقة تكوّن أيونات  $\text{OH}^-$  فيزداد تركيزها في المحلول، ويكون تأثير الملح في الماء قاعدياً ( $\text{pH} < 7$ ). وتستنتج أن: الملح NaCN المشتق من قاعدة قوية ومن حمض ضعيف له تأثير قاعدي في المحاليل المائية.

**تميّه الأملاح:** قدرة بعض أيونات الأملاح على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو  $\text{OH}^-$  أو كليهما.

### تمرين (13)

- فسّر السلوك الحمضي لمحلول ملح  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ، وضح ذلك بالمعادلات.
- رتّب المحاليل المائية للمواد الآتية المتساوية في التركيز حسب تزايد رقمها الهيدروجيني pH



6-2

## الأيون المشترك والمحلل المنظم

### ● الأيون المشترك (Common Ion)

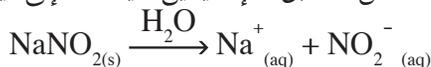
تعلمت سابقاً أن الحمض الضعيف يتأين جزئياً في الماء، وتحدث حالة اتزان كما في المعادلة الآتية:



فإذا أذيب في محلول الحمض السابق أحد أملاحه مثل  $\text{NaNO}_2$ ، ماذا يحدث لحالة الاتزان؟ هل تتغير

قيمة pH في المحلول؟

عند إذابة ملح  $\text{NaNO}_2$  في محلول الحمض السابق، فإنه يتأين تأيناً تاماً إلى أيونات  $\text{Na}^+$  وأيونات  $\text{NO}_2^-$ .



إذا تمعنت معادلة تأين كل من الحمض والملح، ستجد أن أيون  $\text{NO}_2^-$  قد نتج من مصدرين أحدهما الملح

والآخر هو الحمض، فهو مشترك بينهما وسمّي الأيون المشترك.

وحسب قاعدة لوتشاتيليه، فإن إذابة الملح  $\text{NaNO}_2$  في محلول الحمض الضعيف  $\text{HNO}_2$  تزيد من تركيز

الأيون المشترك  $\text{NO}_2^-$ ؛ ما يؤدي إلى انحياز التفاعل نحو المواد المتفاعلة، وبذلك يقل تركيز أيونات الهيدرونيوم

$\text{H}_3\text{O}^+$ ، فتزداد قيمة pH في المحلول الناتج.

**قاعدة لوتشاتيليه:** إذا تعرض نظام متزن إلى مؤثر خارجي أحدث فيه اضطراباً، فإن النظام يعدّل من حالته إلى أن يصل إلى حالة اتزان جديدة للتخفيف من أثر ذلك المؤثر.

**تمرين (14):** ما أثر إذابة ملح كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  في محلول القاعدة الضعيفة  $\text{NH}_3$  على قيمة الرقم الهيدروجيني pH للمحلول؟ فسّر إجابتك.

### ● المحلول المنظم Buffer solution (مفهومه ومكوناته فقط)

تتراوح قيمة الرقم الهيدروجيني في الدم بين (7.35 – 7.45)، ويقوم عدد من الأنظمة بضبط pH في الدم، أهمها حمض الكربونيك مع أيون الكربونات الهيدروجينية التي تسلك كقاعدة ( $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$ )، وبقاء الرقم الهيدروجيني في الدم في الحدود السليمة يسمح للخلايا والأعضاء بالقيام بوظائفها على أكمل وجه، ويؤدي نقصانه عن 7 أو زيادته عن 7.8 إلى حدوث اضطرابات قد تؤدي إلى الوفاة. كما يؤدي ثبات قيمة pH في التربة إلى توفير الأملاح المناسبة لنمو النباتات، كذلك يتطلب إتمام عملية الطلاء الكهربائي بقاء الرقم الهيدروجيني ثابتاً خلال العملية.

**وتسمى المحاليل التي تقاوم التغير الكبير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية إليها بالمحاليل المنظمة.**

يتكون المحلول المنظم من حمض ضعيف وأحد أملاحه، مثل (HF، NaF) أو من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها، مثل ( $\text{NH}_3$ ،  $\text{NH}_4\text{Cl}$ )، ويفضل أن تكون بتركيز متقاربة أو متساوية.

**تمرين (15):** أي الأزواج الآتية من المحاليل تصلح كمحلول منظم؟



## المعايرة بين الحموض والقواعد (Titration)

تعدّ المعايرة من أهم الطرق المستخدمة في التحليل الكيميائي، ويقصد بمعايرة الحموض والقواعد بالإضافة التدريجية لمحلول قاعدة إلى محلول حمضي أو العكس، بهدف تحديد تركيز أحدهما بمعلومية حجم المحلول الآخر وتركيزه.

أمثلة حسابية على التعادل التام فقط عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية .

**مثال (11)** احسب تركيز حمض HCl إذا لزم منه 40 مل ليتعادل تماماً مع 60 مل من محلول NaOH تركيزه (0.1 مول / لتر).

**الحل:**



عند نقطة التكافؤ:

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

$$[\text{OH}^-] \times \text{حجم محلول القاعدة باللتر} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times \text{حجم محلول الحمض باللتر}$$

$$(0.1) \times (60 \times 10^{-3}) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times (40 \times 10^{-3})$$

$$0.15 = \frac{(0.1) \times (60)}{(40)} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$0.15 = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] \text{ مول/لتر}$$

**تمرين (16)** احسب تركيز هيدروكسيد السترونشيوم  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ، إذا لزم منه 250 مل لمعايرة 400 مل من محلول حمض  $\text{HNO}_3$  تركيزه (0.18 مول/لتر).

**نقطة التكافؤ (Equivalent point):** النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  من الحمض مع عدد

مولات  $\text{OH}^-$  من القاعدة، ويصحبها قفزة ملحوظة في قيمة الرقم الهيدروجيني، ليصبح  $\text{pH} = 7$

**نقطة النهاية (End point):** النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف بشكل دائم، ويقاس عندها حجم

المحلول المضاف في عملية المعايرة، وهي تختلف قليلاً عن نقطة التكافؤ.

## أسئلة الوحدة

السؤال الأول  
ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

- 1 أي المحاليل المائية للمواد الآتية لا يعد من حموض أو قواعد أرهينيوس؟  
 أ.  $\text{HNO}_3$       ب.  $\text{HF}$       ج.  $\text{NH}_3$       د.  $\text{LiOH}$
- 2 أي المواد الآتية يسلك كحمض وكقاعدة حسب مفهوم برونستد - لوري؟  
 أ.  $\text{H}_2\text{SO}_4$       ب.  $\text{HCO}_3^-$       ج.  $\text{CO}_3^{2-}$       د.  $\text{H}_2\text{S}$
- 3 أي المواد الآتية يسلك كحمض فقط؟  
 أ.  $\text{NH}_4^+$       ب.  $\text{NH}_3$       ج.  $\text{HSO}_4^-$       د.  $\text{H}_2\text{O}$
- 4 أي المحاليل الآتية المتساوية في التركيز له أقل قيمة pH؟  
 أ.  $\text{NH}_4\text{Cl}$       ب.  $\text{NH}_3$       ج.  $\text{HCl}$       د.  $\text{NaCN}$
- 5 ما القاعدة الملازمة للحمض  $\text{HC}_2\text{O}_4^-$ ؟  
 أ.  $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$       ب.  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$       ج.  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$       د.  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4^-$
- 6 أي الأملاح الآتية يكون محلولاً تأثيره حمضي عند إذابته في الماء؟  
 أ.  $\text{KNO}_3$       ب.  $\text{NaCN}$       ج.  $\text{CH}_3\text{COOK}$       د.  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
- 7 ما تركيز أيونات الهيدرونيوم في محلول 0.05 مول/لتر من  $\text{Ba(OH)}_2$ ، علماً بأنه يتفكك كلياً؟  
 أ. 0.05      ب. 0.01      ج.  $1 \times 10^{-1}$       د.  $1 \times 10^{-13}$
- 8 إذا علمت أن  $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-4}$  مول/لتر، ما قيمة pH للمحلول المائي؟  
 أ. 10      ب. 4      ج.  $10^{-4}$       د.  $10^{-10}$

ما المقصود بكل من المصطلحات الآتية:

السؤال الثاني

حمض أرهينوس، قاعدة لويس، المحلول المنظم، تمييه الأملاح، المعايرة، نقطة التكافؤ.

علّل ما يأتي:

السؤال الثالث

1. ترتفع قيمة الرقم الهيدروجيني عند إذابة ملح  $KNO_2$  في محلول حمض  $HNO_2$ .
2. لم يتمكن مفهوم أرهينوس من تفسير السلوك القاعدي للأمونيا  $NH_3$ .

ما عدد مولات KOH اللازم إذابتها للحصول على محلول حجمه 250 مل، والرقم

السؤال الرابع

الهيدروجيني له يساوي 11.5؟

اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأيّن لمجموعة من الحموض الافتراضية

السؤال الخامس

الضعيفة المتساوية في التركيز.

1. أي من محاليل هذه الحموض له أقل قيمة (pH)؟

2. حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة عند تفاعل حمض HD مع الماء.

3. قرّر الجهة التي ينحاز لها الاتزان في التفاعل الآتي:



4. أي من محاليل الحموض السابقة له قاعدة ملازمة أقوى؟

الحمض	ثابت التأيّن $K_a$
HA	$4 \times 10^{-8.6}$
HB	$4 \times 10^{-6}$
HC	$6 \times 10^{-4}$
HD	$5 \times 10^{-6}$

## تقييم ذاتي

### الحموض والقواعد

السؤال الأول اختر رمز الإجابة الصحيحة فيما يأتي:

1 أي من المواد الآتية تعتبر قاعدة حسب مفهوم لويس؟

أ)  $\text{NF}_3$  ب)  $\text{BeF}_2$  ج)  $\text{BF}_3$  د)  $\text{B(OH)}_3$

2 ما الرقم الهيدروجيني للماء الذي يتأين ذاتياً عند 25 س°؟

أ)  $\text{pH} > 7$  ب)  $\text{pH} < 7$  ج)  $\text{pH} = 7$  د)  $\text{pH} = 0$

3 أي الآتية تسلك كحمض فقط؟

أ)  $\text{NH}_4^+$  ب)  $\text{HSO}_4^-$  ج)  $\text{HC}_2\text{O}_4^-$  د)  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

4 أي الأملاح التالية غير قابل للتميه؟

أ)  $\text{KCN}$  ب)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ج)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  د)  $\text{KNO}_3$

5 أي الأزواج الآتية لا يصلح كمحلول منظم؟

أ)  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{NaHCO}_3$  ب)  $\text{HOCl} / \text{NaOCl}$  ج)  $\text{HNO}_3 / \text{KNO}_3$  د)  $\text{NH}_3 / \text{NH}_4\text{Cl}$

6 ما الشرط الأساسي في تعريف الحموض والقواعد حسب مفهوم ارهينيوس

أ) إيصالها للتيار الكهربائي ب) ذوبانها في وسط غير مائي

ج) ذوبانها في وسط مائي د) تفاعلها مع الفلزات النشطة.

7 أي من الآتية يمكن إضافته، إذا أردنا زيادة تفكك الحمض HF في الماء؟

أ)  $\text{HCl}$  ب)  $\text{KOH}$  ج)  $\text{NaF}$  د)  $\text{KNO}_3$

8 ما الحمض الملازم للأيون  $\text{HCO}_3^-$

أ)  $\text{H}_2\text{CO}_3^{1-}$  ب)  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ج)  $\text{CO}_3$  د)  $\text{CO}_3^{2-}$

## السؤال الثاني

أ) ما المقصود بكل من: 1 - قاعدة لويس 2 - المحلول المنظم  
ب) علل الآتية:

- 1 - المحلول المائي لملح نترات الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  حمضي التأثير، وضح بمعادلة؟
- 2 - لم يتمكن مفهوم أرهينويوس من تفسير السلوك القاعدي للأمونيا  $\text{NH}_3$ .

## السؤال الثالث

أ- لديك القواعد الضعيفة المتساوية في التركيز (0.1 مول/لتر) كما تظهر في الجدول التالي:

القاعدة	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$
المعلومة	$5 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$	$K_b = 3.8 \times 10^{-10}$	$K_b = 1.4 \times 10^{-9}$

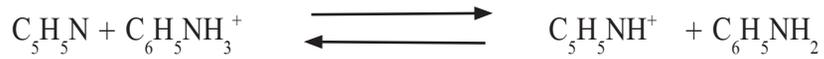
1 - أي القواعد هي الأقوى؟

2 - أي الحموض الملازمة هي الأقوى؟

3 - اكتب صيغة ملح يمكن استخدامه لتكوين محلول منظم مع  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

4 - احسب النسبة المئوية لتأين القاعدة الضعيفة  $\text{CH}_3\text{NH}_2$

5 - قرر اتجاه انحياز الاتزان في التفاعل الآتي:



ب - احسب كتلة  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  اللازم للتعاقد مع 200 سم<sup>3</sup> من محلول حمض  $\text{HNO}_3$  تركيزه (0.2 مول/لتر) علما بان

ك.م للقاعدي = 171 غم/مول.

ج) أكمل الجدول الآتي بوضع إسم المفهوم المناسب:

حمض أرهينويوس ، قاعدة أرهينويوس ، حمض لويس ، قاعدة لويس ، حمض برونستد-لوري ، قاعدة برونستد-لوري

- 1) مادة تزيد من تركيز أيونات  $\text{H}^+$  .....
- 2) مادة تمنح زوج الكترولونات أو أكثر.....
- 3) مادة تمنح بروتون (أيون  $\text{H}^+$ ) .....
- 4) مادة تزيد تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  .....

# الكيمياء العضوية

## Organic Chemistry

1-3

### المركبات العضوية (Organic Compounds):

اعتقد الكيميائيون حتى بدايات القرن التاسع عشر أن المركبات العضوية تؤخذ من الأجسام الحية فقط، وفي عام 1829م تمكن فريدريك فوهلر من تحضير اليوريا في المختبر، ومنذ ذلك الحين قام الكيميائيون بتحضير ملايين المركبات العضوية، ودراسة خصائصها الكيميائية والفيزيائية، ولقد تعلمت سابقاً بعض المركبات العضوية التي تحوي المجموعات الوظيفية (Functional Groups)، والمجموعة الوظيفية ذرة أو مجموعة من الذرات مرتبطة بطريقة معينة بذرة كربون في المركب العضوي، وتؤثر في كل من الخصائص الفيزيائية والكيميائية لذلك المركب. ولتذكر بعض أنواع هذه المركبات العضوية، نفذ النشاط (1-3).

### نشاط (1-3) بعض أنواع المركبات العضوية:

لديك المركبات العضوية الآتية:



أجب عن الأسئلة الآتية:

1. ما المجموعة الوظيفية في كل منها؟ وما نوع هذه المركبات؟
2. سمِّ المركبات حسب النظام العالمي (IUPAC).

وتصنّف أنواع التفاعلات الكيميائية في الكيمياء العضوية إلى الأنواع الآتية:

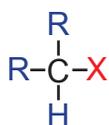
الإضافة، والحذف، والاستبدال، والتأكسد والاختزال، وستتعرف عليها لاحقاً خلال دراستك الخواص الكيميائية لبعض المركبات العضوية.

## هاليدات الألكيل (Alkyl Halides)

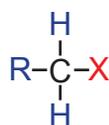
مركبات عضوية تحوي ذرة هالوجين أو أكثر، مرتبطة بذرة (ذرات) كربون ، وصيغتها العامة R-X، وتصنف حسب عدد مجموعات الألكيل (R) المتصلة بذرة الكربون المرتبطة بشكل مباشر مع ذرة الهالوجين (X) إلى: هاليد ميثيل وهاليدات ألكيل أولية، أو ثانوية، أو ثالثة:



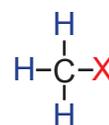
هاليد ألكيل ثالثي (3°)



هاليد ألكيل ثانوي (2°)



هاليد ألكيل أولي (1°)



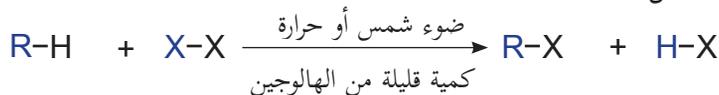
هاليد ميثيل

## 1. طرق تحضير هاليدات الألكيل:

يمكن تحضير هاليدات الألكيل بعدة طرق منها:

أ. هلجنة الألكانات: يتفاعل الألكان مع الهالوجينات في وجود الضوء، فيتم استبدال ذرة الهالوجين بذرة

هيدروجين، وينتج هاليد ألكيل.

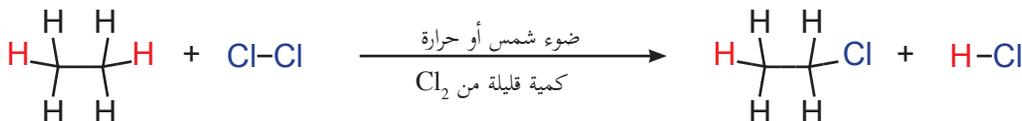


حيث X : (Cl أو Br أو I)

كيف يمكن تحضير كلورو إيثان من الإيثان؟

مثال (1):

الحل:



إيثان

كلوروإيثان

وهذه الطريقة غير ملائمة لتحضير هاليدات الألكيل؛ لأنها تعطي مزيجاً من هاليدات الألكيل.



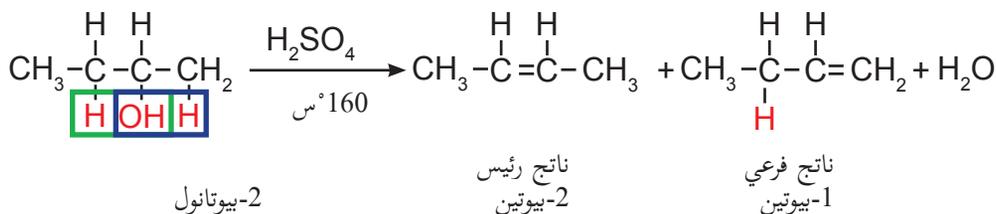




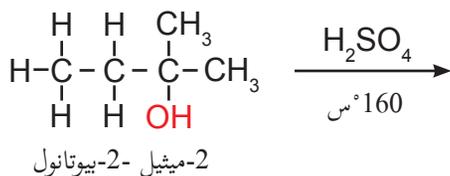


مثال (7): اكتب معادلة كيميائية تمثل معالجة 2-بيوتانول مع حمض الكبريتيك المركز عند درجة حرارة 160°س.

الحل:



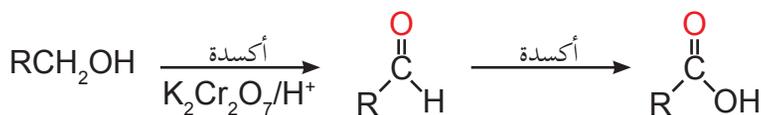
تمرين (7): أكمل التفاعل الآتي، وبيّن الناتج الرئيس:



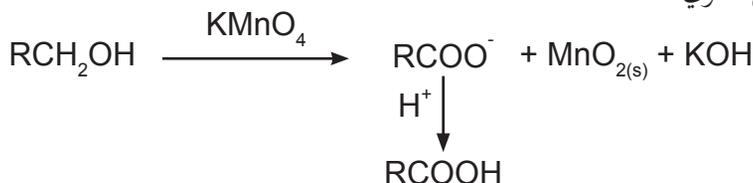
ج. أكسدة الكحولات:

1. أكسدة الكحولات باستخدام دايكرومات البوتاسيوم أو بيرمنغنات البوتاسيوم في وسط حمضي:

تتأكسد الكحولات الأولية إلى الألدهيدات المناظرة باستخدام العامل المؤكسد القوي دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي، وفي حالة بقاء الألدهيد في المحلول فإنه يتأكسد بدوره إلى حمض كربوكسيلي. ولا يمكن إيقاف التفاعل عند مرحلة تشكل الألدهيد، بل يستمر ليعطي الحمض الكربوكسيلي؛ ولذلك لا يمكن تحضير الألدهيدات بهذه الطريقة باستثناء الألدهيدات المتطايرة (يكون عدد ذرات الكربون فيها من 1-4) حيث تتبخر قبل تأكسدها.

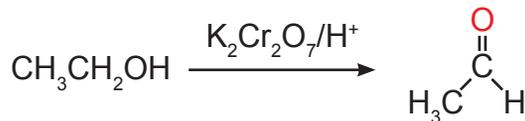


وفي حالة استخدام محلول بيرمنغنات البوتاسيوم المائي، ثم إضافة حمض معدني قوي فإن الكحول الأولي يتأكسد إلى الحمض الكربوكسيلي المناظر، حيث يختفي لون محلول بيرمنغنات البوتاسيوم البنفسجي ويظهر راسب من  $\text{MnO}_2$  البني؛ لأن الكحول يختزل أيون البيرمنغنات إلى  $\text{MnO}_2$ ، ويتم فصل ثاني أكسيد المنغنيز من المحلول بالترشيح قبل إضافة الحمض المعدني القوي.



مثال (8): اكتب معادلة كيميائية تمثل أكسدة الإيثانول باستخدام دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي.

الحل:



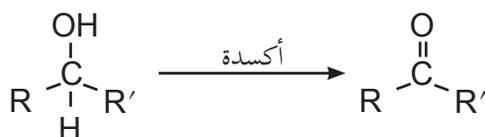
إيثانول

إيثانال

تمرين (8): اكتب معادلة كيميائية تمثل أكسدة 1-بيوتانول باستخدام محلول بيرمنغنات البوتاسيوم، ثم إضافة حمض

معديني قوي.

أما الكحولات الثانوية فتتأكسد إلى كيتونات حسب المعادلة العامة الآتية:



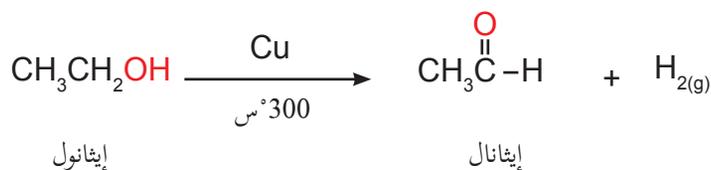
وأما الكحولات الثالثية فتقاوم تفاعلات الأكسدة المذكورة في الظروف العادية.



2. الأكسدة بنزع الهيدروجين من الكحولات عند تمرير أبخرة الكحولات على مسحوق النحاس عند درجة حرارة (200-400°س)، وينتج عن ذلك الألدهيدات إذا كانت الكحولات أولية، بينما تنتج الكيتونات عن طريق أكسدة الكحولات الثانوية.

مثال (9): اكتب معادلة كيميائية تمثل أكسدة الإيثانول بتمرير بخاره على مسحوق النحاس عند درجة 300°س.

الحل:

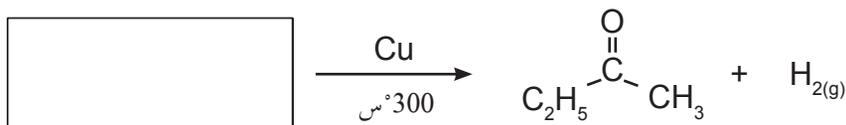


إيثانول

إيثانال

تمرين (9):

ما صيغة المادة المتفاعلة في التفاعل الآتي؟

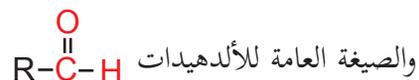


2-بيوتانون

## الألدهيدات والكي-tonات (Aldehydes and Ketones)

4-3

تتميز الألدهيدات والكي-tonات بوجود مجموعة الكربونيل الوظيفية ( $\text{C}=\text{O}$ )

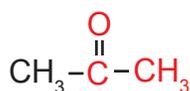


ويتم استبدال ذرة هيدروجين بمجموعة ألكيل R في الميثانال، لتصبح HCOH وتكون مجموعة (C=O) في طرف السلسلة.

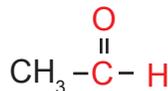
أما الصيغة العامة للكي-tonات فهي  $\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}'$  حيث ترتبط مجموعة الكربونيل في الكي-tonات بمجموعتي ألكيل متماثلتين أو غير متماثلتين (R و R'). وتكون الرابطة الثنائية في مجموعة الكربونيل في كل من الألدهيدات والكي-tonات مستقطبة جزئياً، بسبب الفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الأكسجين والكربون.

اكتب الصيغة البنائية لكل من الإيثانال والبروبانول.

مثال (10)



بروبانول



إيثانال

الحل:

### 1. طرق تحضير الألدهيدات والكي-tonات:

يمكن تحضير الألدهيدات بأكسدة الكحولات الأولية، بينما يمكن تحضير الكي-tonات بأكسدة الكحولات الثانوية كما مر معك سابقاً.

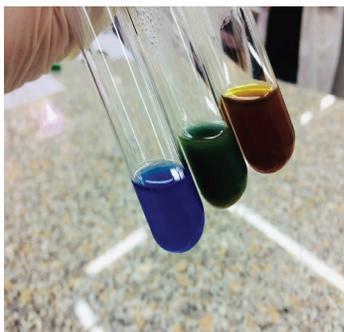
### 2. الخواص الكيميائية للألدهيدات والكي-tonات:

#### تفاعلات الأكسدة:

تتأكسد الألدهيدات بسهولة إلى حموض كربوكسيلية في الظروف العادية بمعظم العوامل المؤكسدة، حتى الضعيفة منها، في حين تقاوم الكي-tonات بصورة عامة الأكسدة بالظروف العادية؛ لأنها لا تحوي ذرة هيدروجين مرتبطة بمجموعة الكربونيل. ومن تفاعلات الأكسدة:

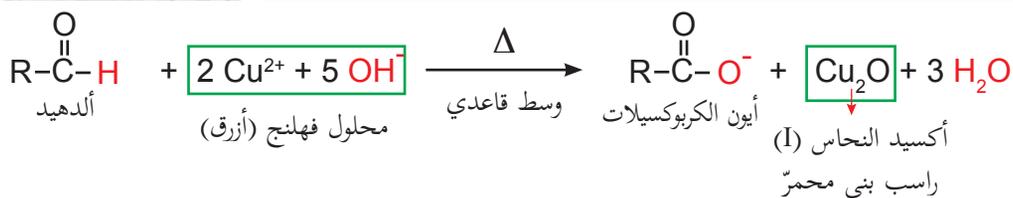
## 1. الأكسدة بواسطة محلول فهلنج (Fehling's solution):

يتكون محلول فهلنج A من (كبريتات النحاس المائية  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )، ومحلول فهلنج B من (محلول ملح روشل «ترترات الصوديوم والبوتاسيوم المائية» وهيدروكسيد الصوديوم).



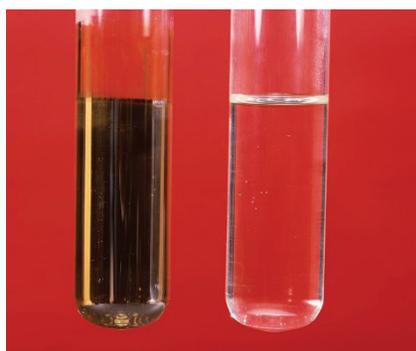
### محلول فهلنج

العامل المؤكسد الفعال في هذا المحلول هو أيون النحاس (II) الأزرق  $\text{Cu}^{2+}$  الذي يختزل إلى أيون  $\text{Cu}^+$ ، ويطرسب على شكل مسحوق بني محمر (أكسيد النحاس (I)  $\text{Cu}_2\text{O}$ )، في حين يتأكسد الألدheid إلى أيون الكربوكسيلات.



يستخدم هذا التفاعل في المختبرات الطبية للكشف عن الجلوكوز، وتقدير كميته في البول؛ لأن جزيء الجلوكوز يحوي على مجموعة ألدهيدية تتأكسد، ويستخدم محلول فهلنج للكشف عن السكريات الأحادية.

## 2. الأكسدة بواسطة محلول تولين (Tollen's Solution):



يتألف محلول تولين من محلول نترات الفضة النشادرية، وهو معقد لأيون الفضة، والعامل المؤكسد في هذا المحلول أيون الفضة، الذي يُختزل إلى معدن الفضة، عند تسخين مزيج منه مع الألدheid، حيث يترسب على جدران وعاء التفاعل مكوناً مرآة فضية، في حين يتأكسد الألدheid إلى الحمض الكربوكسيلي المناظر:

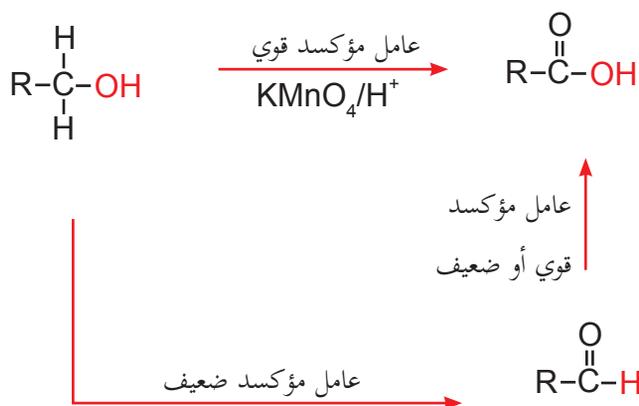


## الحموض الكربوكسيلية (Carboxylic Acids)

تتميز الحموض الكربوكسيلية بوجود مجموعة الكربوكسيل  $\text{-COOH}$ ، التي تتكون من مجموعتي الهيدروكسيل  $\text{-OH}$  والكربونيل  $\text{(C=O)}$  والصيغة العامة لها هي:  $\text{RCOOH}$ .

### 1. طرق تحضير الحموض الكربوكسيلية:

تحضر الحموض الكربوكسيلية بعدة طرق منها أكسدة الكحولات الأولية والألدهيدات كما مر معك سابقاً، كما هو موضح في المخطط الآتي:

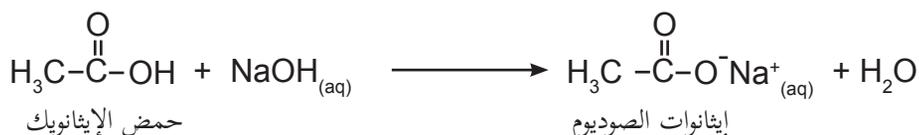


### 2. الخواص الكيميائية للحموض الكربوكسيلية:

#### أ- تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع القواعد:

تتفاعل الحموض الكربوكسيلية (جميعها حموض ضعيفة) مع القواعد القوية والضعيفة مكونة أملاحها كما في الأمثلة الآتية:

#### 1. تفاعلها مع القواعد القوية:





## أسئلة الفصل

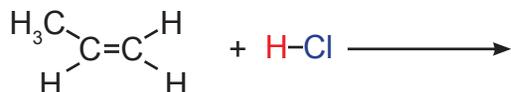
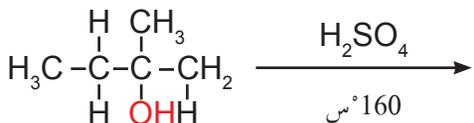
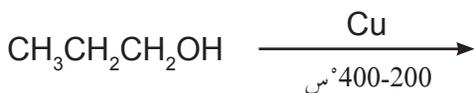
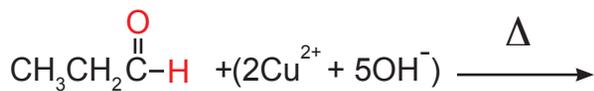
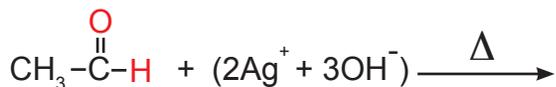
السؤال الأول  
ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

1. ماذا ينتج عن أكسدة الميثانال في ظروف مناسبة؟  
أ. ميثانول      ب. إيثان      ج. أسيتون      د. حمض الميثانويك
2. ماذا ينتج عن أكسدة الكحولات الأولية باستخدام بيرمنغنات البوتاسيوم، وإضافة حمض معدني قوي؟  
أ. ألدهيد      ب. حمض كربوكسيلي      ج. كيتون      د. هاليد ألكيل
3. ما المركب الذي يختزل كاشف تولن؟  
أ. البروبانول      ب. الإيثانال      ج. الإيثانول      د. حمض الإيثانويك
4. ماذا ينتج عن أكسدة الكحول الثانوي باستخدام بيرمنغنات البوتاسيوم، وإضافة حمض معدني قوي؟  
أ. هاليد ألكيل      ب. كيتون      ج. حمض كربوكسيلي      د. ألدهيد
5. ما المجموعة التي تميز الألدهيد والكيتون؟  
أ.  $\text{C}=\text{O}$       ب.  $-\text{NH}_2$       ج.  $-\text{COOH}$       د.  $-\text{OH}$
6. ما المجموعة الوظيفية في الحموض الكربوكسيلية؟  
أ.  $-\text{OH}$       ب.  $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$       ج.  $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-$       د.  $-\text{COOH}$
7. ما المادة التي تختزل الحموض الكربوكسيلية إلى الكحولات الأولية مباشرة؟  
أ.  $\text{O}_2$       ب.  $\text{LiAlH}_4$       ج.  $\text{MnO}_4^-$       د.  $\text{P}_2\text{O}_5$
8. ما نوع المركب العضوي  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ؟  
أ. حمض كربوكسيلي      ب. كحول      ج. إستر      د. كيتون

السؤال الثاني  
عبر بالمعادلات الكيميائية عن كل من التفاعلات الآتية، وسم المركبات العضوية الناتجة:

1. أكسدة 1- بروبانول باستخدام دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي أكسدة تامة.
2. اختزال حمض الإيثانويك باستخدام هيدريد ليثيوم ألومنيوم ( $\text{LiAlH}_4$ ).
3. تفاعل كلورو إيثان مع  $\text{NaOH}$  في وسط كحولي.

السؤال الثالث  
أكمل المعادلات الآتية بكتابة الناتج العضوي المناسب:



# الخلايا الكهروكيميائية

## Electrochemical Cells

6-3

### الخلايا الجلفانية (Galvanic cells)

يقوم مبدأ عمل الخلايا الجلفانية على تفاعلات التأكسد والاختزال، وتنتقل الإلكترونات في هذه التفاعلات من العوامل المختزلة إلى العوامل المؤكسدة، ويتم هذا الانتقال إذا اختلطت المواد المتفاعلة في وعاء واحد.

ويمكن الحصول على تيار كهربائي من تفاعلات التأكسد والاختزال، إذا توفر نظام ملائم، وأمکن فصل نصف تفاعل التأكسد عن نصف تفاعل الاختزال باستخدام وعاءين منفصلين، دون السماح باختلاط المواد المتفاعلة، كما هو مبين في النشاط (2-3).

#### تركيب الخلايا الجلفانية وعملها:

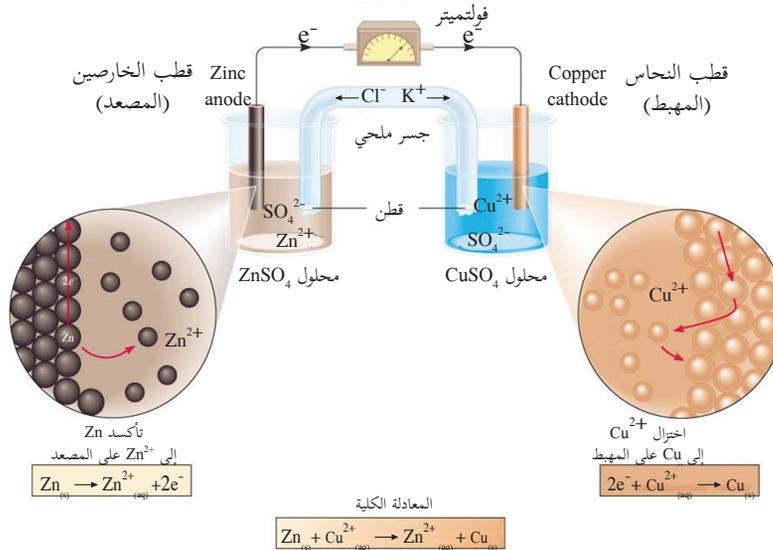
نشاط (2-3):

**المواد والأدوات اللازمة:** كأس زجاجي سعة 200 مل عدد (2)، ومحلل كبريتات النحاس (II) تركيزه (1 مول / لتر)، ومحلل كبريتات الخارصين تركيزه (1 مول / لتر)، وصفيحة من النحاس، وصفيحة من الخارصين، وأنبوب على شكل U، ومحلل مشبع من كلوريد البوتاسيوم، وفولتميتر، وأسلاك توصيل، وقطن، ومخبر مدرج.



#### خطوات العمل:

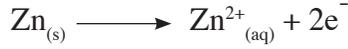
1. ضع 100 مل من محلول كبريتات النحاس (II) في الكأس الأولى، واغمس بها صفيحة النحاس.
2. ضع 100 مل من محلول كبريتات الخارصين في الكأس الثانية، واغمس بها صفيحة الخارصين.
3. املا الأنبوب على شكل U بمحلل كلوريد البوتاسيوم وسدّ طرفيه بقطن (تأكد من عدم وجود فقاعات هوائية في الأنبوب).
4. ركب الجهاز كما في الشكل (1-3).
5. أغلق الدارة الكهربائية، ثم راقب مؤشر الفولتميتر وسجّل قراءته.



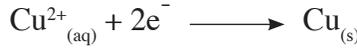
شكل (1-3): تركيب الخلية الجلفانية

والآن أجب عن الأسئلة الآتية:

1. ما دلالة انحراف مؤشر الفولتميتر؟
  2. ما مقدار القوة الدافعة الكهربائية (الفولتية) التي قاسها الفولتميتر؟
  3. قم بإزالة الجسر الملحي، ماذا تلاحظ؟ فسّر إجابتك.
- يُدل انحراف مؤشر الفولتميتر على سريان التيار الكهربائي من صفيحة الخارصين نحو صفيحة النحاس عبر أسلاك التوصيل، ويستدل من ذلك أن تفاعل التأكسد الآتي قد حدث على صفيحة الخارصين:



إذ فقدت ذرات الخارصين إلكترونات، وتحولت إلى أيونات موجبة تنتشر في المحلول، وتسمى صفيحة الخارصين (المصعد)، وتكون شحنته سالبة (القطب السالب)، أما على صفيحة النحاس فيتوقع أن يحدث تفاعل الاختزال الآتي:



**المصعد:** هو القطب الذي تحدث عليه عملية التأكسد.

**المهبط:** هو القطب الذي تحدث عليه عملية الاختزال.

وتسمى صفيحة النحاس (المهبط)، وتكون شحنته موجبة (القطب الموجب). ويقوم الجسر الملحي (القنطرة الملحية) بإغلاق الدارة الكهربائية عبر السماح بانتقال أيونات الكلور السالبة نحو نصف خلية الخارصين لمعادلة أيونات الخارصين الزائدة هناك، أما أيونات البوتاسيوم فتنتقل من الجسر الملحي نحو نصف خلية النحاس لمعادلة أيونات الكبريتات الزائدة، وبذلك يتم الحفاظ على اتزان الخلية الكهربائي، وتكون المعادلة الكلية للتفاعل الذي تم في تلك الخلية الكهروكيميائية:



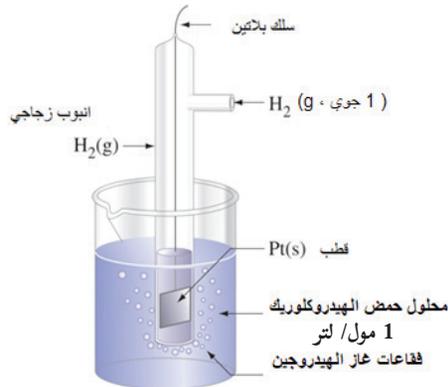
يسمى هذا النوع من الخلايا الكهروكيميائية الذي تتحول فيه الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية الخلايا الجلفانية أو الخلايا الفولتية. وتمثل قراءة الفولتميتر التي سجلتها جهد الخلية الجلفانية، وهي القوة الدافعة الكهربائية (الفولتية) التي تسبب انتقال الإلكترونات في سلك التوصيل.



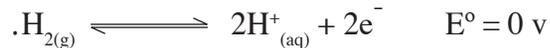
ماذا يحدث لكل من: كتلة صفيحة الخارصين، وكتلة صفيحة النحاس؟ فسّر إجابتك.

### جهد القطب القياسي (E°)

7-3



اتفق العلماء أن جهد الاختزال وجهد التأكسد القياسي لهذا القطب (ويرمز لهذا الجهد بالرمز E°) يساوي صفرًا في الظروف المعيارية (تركيز 1 مول/لتر للأيونات، و 1 ضغط جوي للغازات ودرجة حرارة 25°س)، انظر للمعادلتين الآتيتين:



تمعّن الشكل (2-3) ولاحظ أجزاء القطب القياسي.

شكل (2-3): قطب الهيدروجين القياسي

تمكن العلماء في تجارب مشابهة من حساب جهد الاختزال للعديد من أنصاف التفاعلات في الظروف القياسية، وتم ترتيب أنصاف التفاعلات وجهود اختزالها القياسية في جدول يعرف باسم (السلسلة الكهروكيميائية)، ويظهر جزء منها في جدول (1-3).

نصف تفاعل الاختزال	$E^{\circ}$ (فولت)
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	+2.87
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.78
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.51
$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	+1.46
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1.33
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.23
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	+1.06
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0.80
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	+0.54
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$	+0.40
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0.34
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.00
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	- 0.13
$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	- 0.14
$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	- 0.25
$PbSO_4 + 2e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$	- 0.36
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	- 0.44
$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	- 0.74
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	- 0.76
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	- 0.83
$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1.03
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1.67
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2.38
$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2.71
$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2.84
$Ba^{2+} + 2e^- \rightarrow Ba$	-2.90
$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2.92
$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3.05

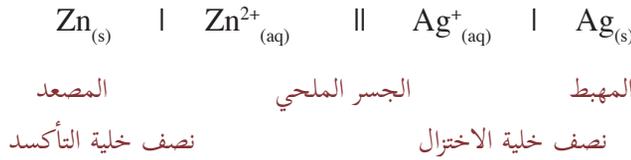
يزداد الميل للاختزال

جدول (1-3): جهود الاختزال القياسية عند درجة حرارة 25 °س (ليست للحفظ)

## تمرين (1):

- ارسم خلية جلفانية يقترن فيها قطب الهيدروجين القياسي مع نصف خلية خارصين:
  - حدّد عليها : المصعد ، والمهبط ، واتجاه سريان التيار الكهربائي في السلك الخارجي.
  - استخدم الجدول (1-6) للتنبؤ بقراءة الفولتميتر.
  - اكتب معادلة نصف تفاعل التأكسد، ومعادلة نصف تفاعل الاختزال.
  - اكتب المعادلة الكلية للتفاعل في الخلية الجلفانية.
- ارسم خلية جلفانية يكون قطباها من الخارصين والفضة، وحدّد على الرسم : المصعد ، والمهبط ، واتجاه سريان التيار الكهربائي فيها.

يستخدم مخطط الخلية الاصطلاحي الآتي للتعبير عن الخلية الجلفانية (خارصين- فضة) التي قمت برسمها :



## تمرين (2):

عبّر عن الخلية الجلفانية ( خارصين - هيدروجين) بمخطط اصطلاحي.

### حساب جهد الخلايا الجلفانية $E^{\circ}$

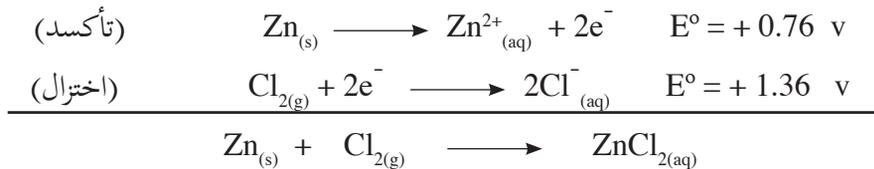
8-3

يمكن حساب جهد الخلايا الجلفانية باستخدام جهود الاختزال القياسية، كما هو موضح في الأمثلة الآتية:

**مثال (1):** يجري حالياً تطوير خلية جلفانية لاستخدامها في السيارات الكهربائية بطارية (خارصين - كلور)، والتفاعل الكلي في الخلية:  $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)}$  ما جهد الخلية القياسي  $E^{\circ}$ ؟

### الحل:

عرفت من المعادلة الكلية للتفاعل أن الخارصين تأكسد والكلور اختزل ، ومن الجدول (1-6) نأخذ جهد الاختزال للكلور، ونستنتج جهد تأكسد الخارصين.

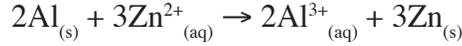


$E^{\circ}$  للخلية = جهد اختزال الكلور + جهد تأكسد الخارصين

$$= 0.76 + 1.36 = 2.12 \text{ فولت}$$

ويمكن إيجاد جهد الخلية بطرح جهد اختزال الخارصين من جهد اختزال الكلور كالاتي:  
 $E^{\circ}$  للخلية = جهد اختزال الكلور - جهد اختزال الخارصين =  $1.36 - (0.76) = 2.12$  فولت  
 وأيضاً يمكن إيجاد جهد الخلية بطرح جهد تأكسد الكلور من جهد تأكسد الخارصين.

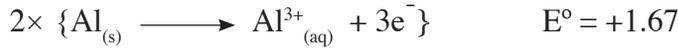
**مثال (2):** تمثل المعادلة الآتية التفاعل التلقائي الذي يحدث في إحدى الخلايا الجلفانية:



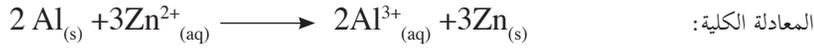
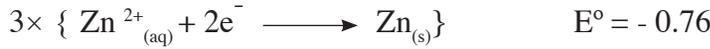
احسب جهد هذه الخلية بالإعتماد على البيانات الواردة في الجدول (1-6).

**الحل:**

يتأكسد الألمنيوم في الخلية الجلفانية حسب المعادلة الآتية:



أما أيونات الخارصين فإنها تختزل حسب المعادلة الآتية:



$E^{\circ}$  للخلية = جهد تأكسد الألمنيوم + جهد اختزال الخارصين

$$= 0.76 - 1.67 = 0.91 \text{ فولت.}$$

**تمرين (3):**

احسب جهد الخلية الجلفانية في الحالتين الآتيتين:



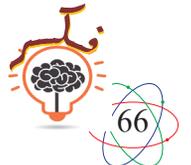
لاحظت أن جهد الخلايا الجلفانية التي درستها موجب دائماً، ويدل ذلك على أن تفاعلات التأكسد والاختزال التي تتم في الخلايا الجلفانية تحدث دائماً بشكل تلقائي.

**تمرين (4):** اعتماداً على جدول (1-6) أي تفاعلات التأكسد والاختزال الآتية تتم بشكل تلقائي؟

1. تفاعل الخارصين مع كبريتات المغنيسيوم.

2. تفاعل القصدير مع كبريتات النحاس II.

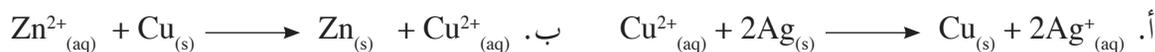
**هل يمكن حفظ محلول كبريتات المغنيسيوم في وعاء من الخارصين؟**



## أسئلة الفصل

السؤال الأول: ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

1 أي تفاعلات التأكسد والاختزال الآتية تتم بشكل تلقائي؟



2 أي العبارات الآتية صحيحة فيما يخص المصعد في الخلية الجلفانية؟

أ. قطب سالب، ويحدث عنده تفاعل التأكسد. ب. قطب سالب، ويحدث عنده تفاعل الاختزال.

ج. قطب موجب، ويحدث عنده تفاعل التأكسد. د. قطب موجب، ويحدث عنده تفاعل الاختزال.

3 أي المواد الآتية تصلح للاستخدام كقطب في قطب الهيدروجين القياسي؟

أ. البلاتين ب. الألمنيوم ج. الخارصين د. المغنيسيوم

4 ما جهد الخلية الجلفانية التي تكون معادلة التفاعل الكلية فيها:  $\text{Sn}_{(s)} + 2\text{Ag}^{+}_{(aq)} \longrightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Sn}^{2+}_{(aq)}$

أ. 0.66 فولت ب. 0.94 فولت ج. 1.46 فولت د. 1.74 فولت

السؤال الثاني: ما المقصود بكل من: المصعد، والمهبط، والقطب القياسي، والجسر الملحي.

السؤال الثالث: ارسم الخلية الجلفانية التي تعتمد على المعادلة الكيميائية الكلية الآتية:



1. حدّد على الرسم: المصعد، والمهبط، والجسر الملحي، واتجاه سريان التيار الكهربائي في الدارة الخارجية.

2. اكتب التعبير الاصطلاحي للخلية السابقة.

3. احسب قيمة جهد الخلية القياسي  $E^{\circ}$ .

أ. اكتب معادلة التفاعل الكلية للخلية الجلفانية الآتية:



ب. احسب جهد الخلية الجلفانية السابقة في الظروف القياسية.

السؤال الخامس: علّل العبارات الآتية:

1. تقل كتلة المصعد في الخلية الجلفانية.

2. استخدام الجسر الملحي في الخلايا الجلفانية.

## تقييم ذاتي

### الكيمياء العضوية والخلايا الجلفانية

#### السؤال الأول

اختر رمز الإجابة الصحيحة فيما يأتي:

- 1 ما المادة التي تختزل الحموض الكربوكسيلية إلى كحولات أولية؟  
أ)  $\text{LiAlH}_4$       ب)  $\text{KMnO}_4$       ج)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$       د)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 2 أي المواد الآتية تستخدم للتمييز بين حمض الايثانويك والإيثانول في المختبر؟  
أ)  $\text{Na}$       ب)  $\text{NaHCO}_3$       ج) محلول فهلنج      د) كاشف غرينيارد
- 3 ما ناتج أكسدة الكحولات الثانوية بوجود محلول ديكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي؟  
أ) كحول ثالثي      ب) الدهيد      ج) كيتون      د) حمض كربوكسيلي
- 4 ما ناتج تسخين الايثانول مع حمض الكبريتيك  $\text{H}_2\text{SO}_4$  المركز؟  
أ) الايثان      ب) الايثين      ج) حمض الايثانويك      د) الايثانال
- 5 ما صيغة المركب الذي يتفاعل مع محلول تولن ويكون راسب فضي لامع؟  
أ)  $\text{CH}_3\text{CHO}$       ب)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$       ج)  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$       د)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
- 6 أي من المركبات العضوية الآتية يتفاعل مع كاشف فهلنج ويكون راسب احمر؟  
أ) 1- بروبانول      ب) 2- بروبانول      ج) بروبانال      د) بروبانون
- 7 ما تصنيف المركب 2- ميثيل -2- بروبانول؟  
أ) كحول أولي.      ب) كحول ثانوي      ج) كحول ثالثي      د) كيتون ثانوي
- 8 أي المواد الآتية تصلح للاستخدام كقطب في قطب الهيدروجين القياسي؟  
أ) البلاتين      ب) المغنيسيوم      ج) النيكل      د) الألمنيوم

### السؤال الثاني

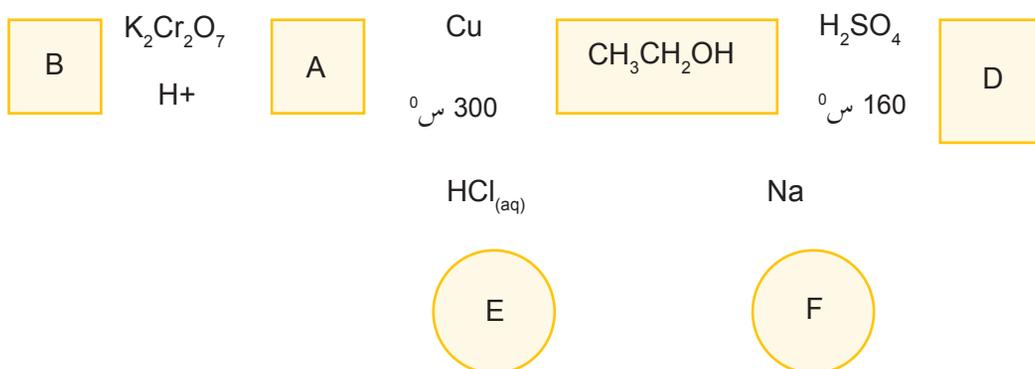
أ) ما المقصود بكل من: قاعدة ماركونيكوف، الجسر الملحي.

ب) علل الآتية:

1 - تزيد كتلة المهبط في الخلايا الجلفانية. 2 - تمتاز الكحولات بصفات أمفوتيرية.

### السؤال الثالث

أ) اكتب صيغ المركبات العضوية المشار إليها بالرموز {A,B,D,E,F} في المخطط الآتي:



ب) لديك التفاعلات نصف خلوية التالية، أجب عن الأسئلة التي تليها:

نصف التفاعل الخلوي	$E^\circ$
$A^+_{(aq)} + e \rightarrow A_{(s)}$	0.4 فولت
$B^+_{(aq)} + e \rightarrow B_{(s)}$	-0.5 فولت
$C^{+2}_{(aq)} + 2e \rightarrow C_{(s)}$	-0.7 فولت

1- أي من المادتين A أم B قادر على تحرير غاز الهيدروجين من محلوله الحمضي في الظروف المعيارية؟  
2- عند بناء خلية جلفانية قطباها C، B؛ أكتب تفاعل المهبط، و تفاعل المصعد، ثم احسب  $E^\circ$  للخلية.