12

دولـــة فـلـسـطين
وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

العلمي والزراعي

الفترة الأولى

جميع حقوق الطبع محفوظة ©

دولـــة فـلـسـطين
وزارة التربية والتعليم

مركز المناهج

حي الماصيون، شارع المعاهد
ص. ب 719 – رام الله – فلسطين
pcdc.edu.ps | pcdc.mohe@gmail.com

mohe.ps | mohe.pna.ps | moehe.gov.ps
.com/MinistryOfEducationWzartAltrbytWaltlym
فاكس +970-2-2983250 | هاتف +970-2-2983280

المحتويات

الوحدة التعليمية المتمازجة الأولى

البناء الإلكتروني للذرة

1-1 نظرية الميكانيك الكمّي (الموجي) 3

1-2 قواعد التركيب الإلكتروني 8

1-3 العدد الذري وإلكترونات التكافؤ 12

أسئلة الفصل 13

الصفات الدورية ونظرية رابطة التكافؤ

1-4 الجدول الدوري الحديث 15

1-5 الخصائص الدورية للعناصر 18

1-6 العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة من الجدول الدوري 22

1-7 نظرية رابطة التكافؤ 23

أسئلة الفصل 32

يتوقع من الطلبة بعد دراسة هذه الوحدة المتمازجة والتفاعل مع أنشطتها أن يكونوا قادرين على توظيف نظرية الميكانيك الكمي والموجي وتوظيف النظريات الحديثة في ربط صفات العناصر والتراكيب الإلكترونية لها وتفسير تكون بعض الجزيئات، من خلال تحقيق الآتي:

- التمييز بين الأعداد الكمّية 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 وp وd وf 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.
- استخدام النماذج والرسومات لتطبيق نظرية رابطة التكافؤ في تفسير تكون الروابط.

البناء الإلكتروني للذرة

The Electronic Structure of Atom

1-1 نظرية الميكانيك الكمّي (الموجي)

قدمت نظرية الميكانيك الكمّي (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 خواصّ 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 الكمّي 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 الكمّي الرئيس قيماً صحيحة (1،2،3، ..... ∞)، ويرمز لكل قيمة برمز معين حسب الجدول أدناه:

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

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

ثانياً: العدد الكمّي الثانوي (الفرعي Subshell) (ℓ):

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

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

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

يوجد في المستوى الرئيس الأول مستوى فرعي واحد قيمة (ℓ) له تساوي صفراً، 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 الكمّي 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 الكمّي 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 الكمّيين n و ℓ فقط.

تمرين (2):

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

ثالثاً: العدد الكمّي المغناطيسي (m_ℓ):

يشير العدد الكمّي المغناطيسي إلى أفلاك مستوى الطاقة الفرعي، ويحدد الاتجاه الفراغي للفلك.

والعدد الكمّي المغناطيسي له قيم عددية صحيحة من (ℓ +،.....، 0 ،.....، ℓ -) ولكل مستوى فرعي معين (ℓ) مجموعة من الأعداد الكمّية المغناطيسية (m_ℓ)، عددها يساوي ($2\ell + 1$) .

مثال (2): في المستوى الرئيس $n = 2$

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

الحل: بما أن $\ell = 1$ ، 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

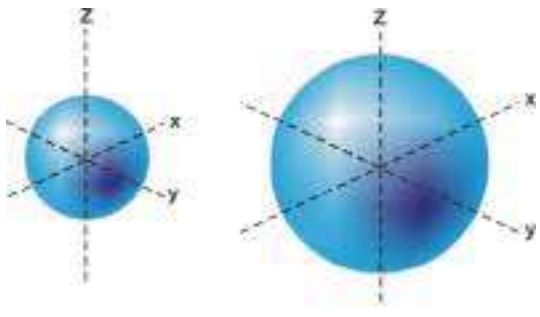
تمرين (3): في المستوى الرئيس $n = 4$

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

● أشكال الأفلاك:

اعتبرت نظرية الميكانيك الكمّي 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 الكمّي **فإن الفلك حيز حول النواة يُحتمل تواجد الإلكترون فيه، أو تتمركز كثافة الموجة الإلكترونية فيه.** فالمستوى الفرعي s ($\ell = 0$) يتكون من فلك واحد فقط، عبارة عن كرة ضبابية تزداد كثافتها كلما اقتربنا من النواة، لاحظ الشكل (1-1).

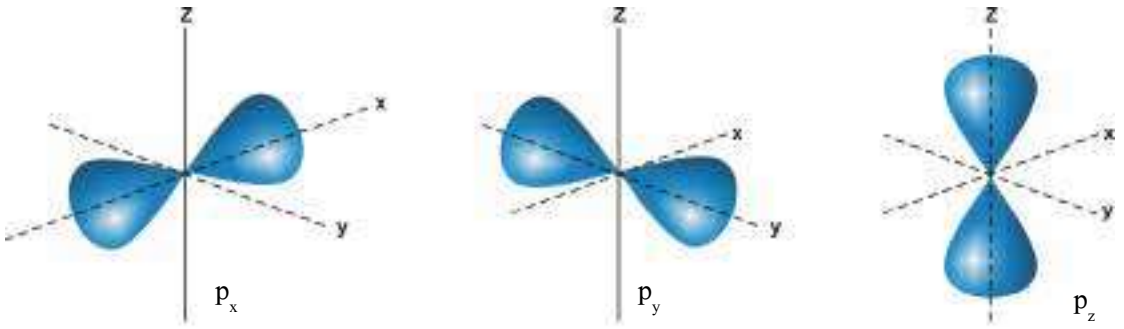


فلك 2s　　فلك 1s

الشكل (1-1): تمثيل الفلك 1s والفلك 2s

وتتشابه أفلاك s في جميع المستويات في الشكل، وتختلف في الحجم والطاقة، وتزداد طاقة الفلك وحجمه

بزيادة قيمة (n). أما المستوى الفرعي p (ℓ=1) فيحتوي على ثلاثة أفلاك (p_x , p_y , p_z) ، كل منها ضبابة ممتدة على المحور، ومركزها النواة، وتشبه (∞)، لاحظ الشكل (1-2).



الشكل (1-2): 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 (ℓ=2) فإنه يحتوي على خمسة أفلاك، تأخذ أشكالاً أخرى مختلفة، لاحظ الشكل (1-4).

أما المستوى الفرعي f (ℓ=3) فإنه يحتوي على سبعة أفلاك مختلفة.

ويلخص الجدول (1-1) قيم الأعداد الكمّية الرئيسة والفرعية والمغناطيسية في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة الأولى لذرة ما.

(n)	(ℓ)	رمز المستوى الفرعي	(m_ℓ)	عدد أفلاك المستوى الفرعي
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	-1،0،+1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	-1،0،+1	3
	2	3d	-2،-1،0،+1،+2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	-1،0،+1	3
	2	4d	-2،-1،0،+1،+2	5
	3	4f	-3،-2،-1،0،+1،+2،+3	7

جدول (1-1): قيم جميع أعداد الكم (m_ℓ، ℓ، n) لجميع المستويات الأربعة الرئيسة الأولى في ذرّة ما

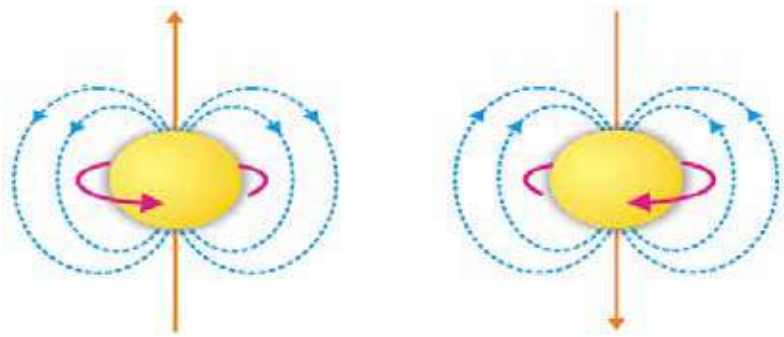
وقد تم إضافة العدد الكمّي المغزلي m_s الذي يصف حركة الإلكترون حول محوره كعدد كمّي رابع.

● **العدد الكمّي 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 الكمّي 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 (1-3).



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

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

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

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

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

2-1 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 إلكتروناً)؟

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 ، ℓ ، n**». وبناءً على هذه القاعدة يتحدد عدد الإلكترونات في أي فلك بإلكترونين فقط، ويشترط أن يتعاكس 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 (1-2).

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

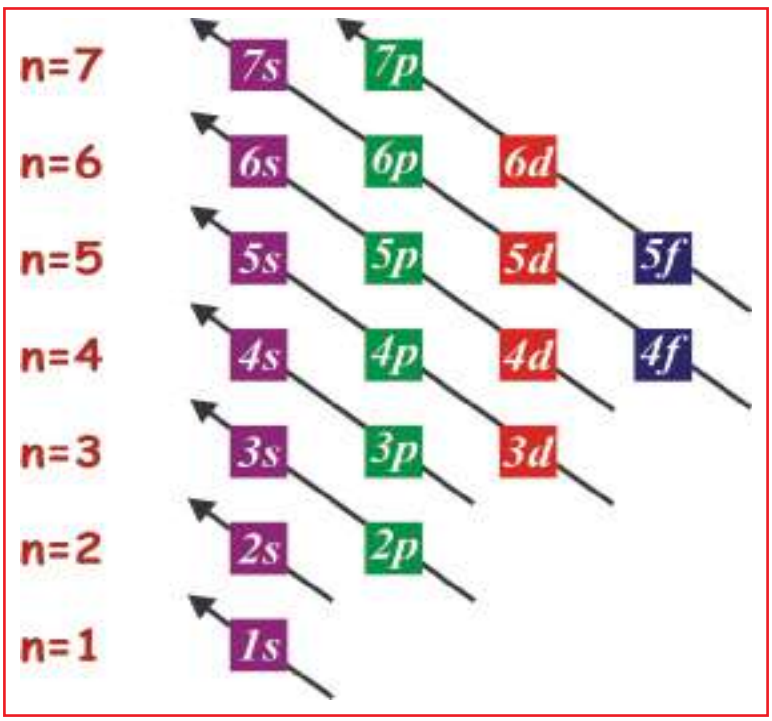
تمرين (5): اعتماداً على الجدول (1-2) أجب عما يأتي:

1. ما علاقة عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيس والعدد الكمّي للمستوى الرئيس؟
2. ما العلاقة الرياضية بين عدد الأفلاك الكلية في المستوى والعدد الكمّي للمستوى الرئيس ؟
3. ما العلاقة الرياضية بين أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الرئيس والعدد الكمّي للمستوى الرئيس ؟
4. ما العلاقة الرياضية بين أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الفرعي وقيمة العدد الكمّي 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 (1-4) الترتيب التصاعدي لمستويات الطاقة الفرعية المختلفة في الذرة.



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

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

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:

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

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 $ns^2(n-1)d^4$ أو $ns^2(n-1)d^9$ 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:

$_{29}Cu$ ، $_{24}Cr$ ، $_{26}Fe$ ، $_{20}Ca$ ، $_{17}Cl$ ، $_{10}Ne$ ، $_{5}B$

الحل:

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

تمرين (7): اكتب التركيب الإلكتروني لكل من الذرات الآتية: $_{42}Mo$ ، $_{21}Sc$ ، $_{12}Mg$ ، $_{9}F$

ويمكن كتابة التركيب الإلكتروني للذرة، بدلالة العنصر النبيل، الذي يسبقه في الجدول الدوري مباشرة، وتتميز العناصر النبيلة بأن جميع مستويات الطاقة المعبأة فيها ممتلئة كاملاً بالإلكترونات، وتقع في العمود الأخير من الجدول الدوري للعناصر.

مثال (7): اكتب التركيب الإلكتروني لكل من ذرات العناصر الآتية بدلالة العنصر النبيل:

$_{7}N$، $_{13}Al$، $_{22}Ti$، $_{37}Rb$

الذرة	التركيب الإلكتروني للذرة
$_{7}N$	$[He]2s^2 2p^3$
$_{13}Al$	$[Ne]3s^2 3p^1$
$_{22}Ti$	$[Ar]4s^2 3d^2$
$_{37}Rb$	$[Kr]5s^1$

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

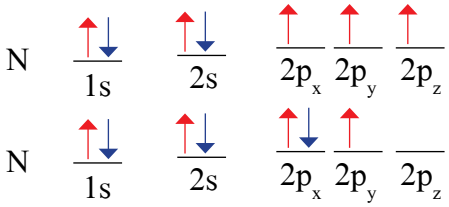
ثالثاً: قاعدة هوند:

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

نشاط (1-1): قاعدة هوند والتمثيل الفلكي

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

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



شكل (1-5): توزيعات محتملة للإلكترونات

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**، ويسمّى 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 دايامغناطيسية).

تمرين (9): في الذرات الآتية: $_{10}Ne$ ، $_{5}B$ ، $_{28}Ni$،

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 وإلكترونات 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 (إلكترونات 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 (ns و 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 وns، إذا كان (n-1)d غير ممتلئ، أما إذا كان (n-1)d ممتلئاً، فيكون عدد إلكترونات التكافؤ له مساوياً لعدد إلكترونات ns فقط.

مثال (8): احسب عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة مما يأتي:

$_{53}I$، $_{48}Cd$، $_{27}Co$، $_{24}Cr$ ، $_{22}Ti$، $_{12}Mg$، $_{10}Ne$، $_{6}C$

الذرة	التركيب الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ
$_{6}C$	$[He]2s^2 2p^2$	أربعة إلكترونات
$_{10}Ne$	$[He]2s^2 2p^6$	ثمانية إلكترونات
$_{12}Mg$	$[Ne]3s^2$	إلكترونان
$_{22}Ti$	$[Ar]4s^2 3d^2$	أربعة إلكترونات
$_{24}Cr$	$[Ar]4s^1 3d^5$	ستة إلكترونات
$_{27}Co$	$[Ar]4s^2 3d^7$	تسعة الكترونات
$_{48}Cd$	$[Kr]5s^2 4d^{10}$	إلكترونان
$_{53}I$	$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^5$	سبعة إلكترونات

تمرين (10): في الذرات الآتية: $_{23}V$ ، $_{18}Ar$ ، $_{13}Al$ ، $_{7}N$

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. ($2p_x$ ، $3p_x$) د. ($2p_x$ ، $2p_y$)

3 ما العدد الكمّي الذي يحدد خاصية الاتجاه الفراغي للفلك؟

أ. الرئيس (n) ب. الفرعي (ℓ) ج. المغناطيسي (m_ℓ) د. المغزلي (m_s)

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

أ. 4f ب. 7s ج. 5d د. 6p

5 أي من مجموعات الأعداد الكمّية الآتية غير مقبولة؟

أ. ($n=4$ ، $\ell=3$، $m_\ell=2$، $m_s = +\frac{1}{2}$) ب. ($n=3$ ، $\ell=2$، $m_\ell=2$، $m_s = +\frac{1}{2}$)

ج. ($n=3$ ، $\ell=2$، $m_\ell=0$، $m_s = -\frac{1}{2}$) د. ($n=3$ ، $\ell=2$، $m_\ell=3$، $m_s = +\frac{1}{2}$)

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

أ. $[Kr]4s^1 3d^{10}$ ب. $[Kr]5s^1 5d^{10}$ ج. $[Kr]5s^1 4d^{10}$ د. $[Kr]5s^2 4d^9$

7 ما القاعدة التي أفادت في تحديد سعة الفلك بإلكترونين 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، $_{29}Cu$ ، $[Ar]4s^{1}3d^{10}$، بدلاً من $[Ar]4s^{2}3d^{9}$.
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.

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

$_{11}Na$، $_{7}N$، $_{13}Al$

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

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

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

$4s^{1}$ ، $2p^{7}$ ، $4d^{9}$ ، $3f^{11}$ ، $3d^{1}$ ، $5p^{3}$

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

أ. اكتب التركيب الإلكتروني.

ب. اكتب التمثيل الفلكي لمستوى التكافؤ.

ج. ما عدد إلكترونات التكافؤ؟

د. ما عدد الإلكترونات المفردة؟

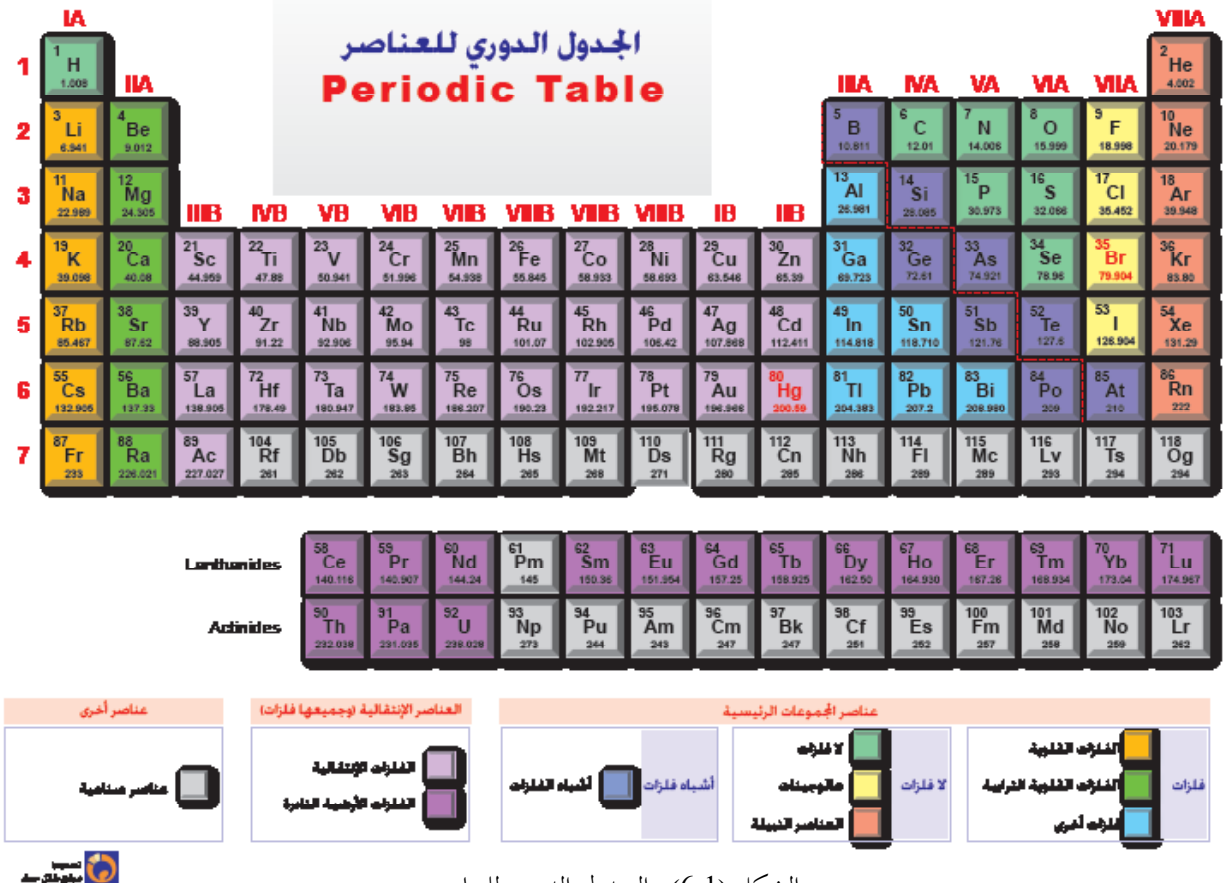
الصفات الدورية ونظرية رابطة التكافؤ

The Periodical Trends and the Valence Bond Theory

4-1 الجدول الدوري الحديث

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 كتلها 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 رتبت حسب تسلسل أعدادها الذرية**، وعليه تم بناء الجدول الدوري الحديث.

يظهر الشكل (1-6) 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.



الشكل (1-6): الجدول الدوري للعناصر

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

نشاط (1-2): مكونات الجدول الدوري

1. ما الأساس الذي اعتمد في ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث؟
2. ماعدد 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 التراكيب الإلكترونية لذرات العناصر الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

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

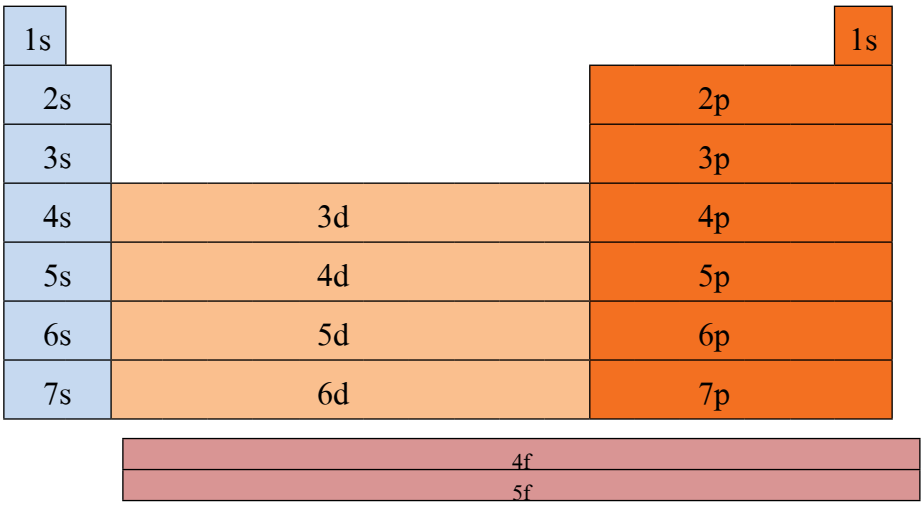
1. صنف هذه العناصر حسب نوع المجموعات التي تنتمي إليها (A أم B).
2. ما علاقة نوع المجموعة برمز المستوى الفرعي الأخير للعنصر؟
3. ما عدد إلكترونات التكافؤ في كل منها؟
4. ما رقم الدورة التي يقع فيها كل عنصر؟
5. حدد من الجدول الدوري رقم المجموعة التي يقع فيها العنصر؟

بعد إجابتك عن هذه الأسئلة لعلك وجدت أن رقم الدورة التي ينتمي اليها 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 $_2$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 VIIIB ، وإذا كان المستوى الفرعي (n-1)d ممتلئاً بالإلكترونات فإن رقم المجموعة يساوي عدد إلكترونات ns.

يبيّن الشكل (1-7) الجدول الدوري مقسماً إلى قطع مؤلفة من عدد من الأعمدة تبعاً للسعة القصوى من الإلكترونات لأفلاك المستويات الفرعية s، p، d، f.



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

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، فتضمان 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.

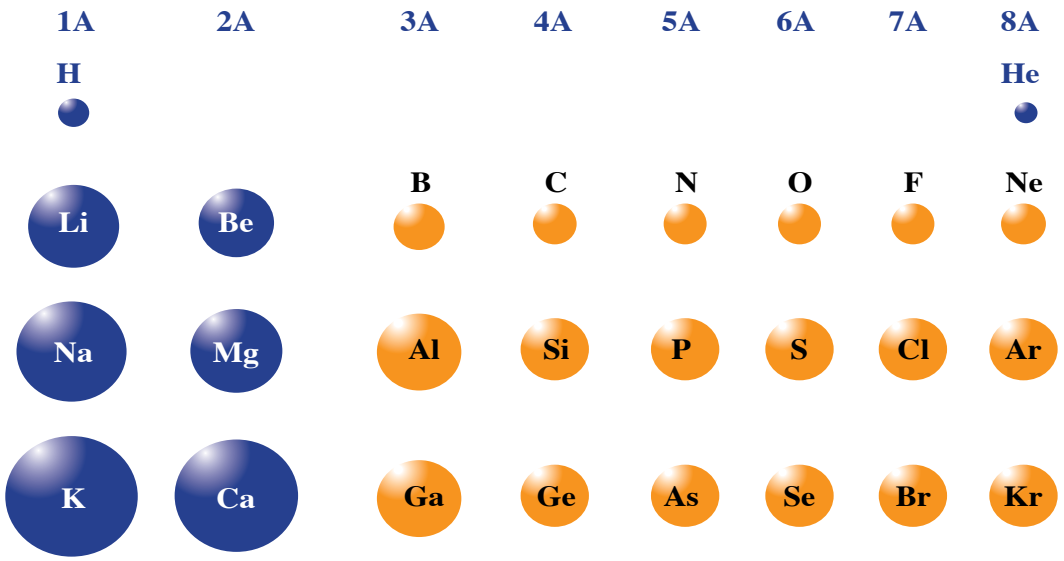
الحل: يقع العنصر في الدورة الرابعة والمجموعة VA، فهو يحتوي على خمسة إلكترونات تكافؤ، وعليه فالعنصر ينتهي بـ $4s^2 3d^{10} 4p^3$ وتركيبه الإلكتروني: $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$

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

5-1 الخصائص الدورية للعناصر

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



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

النشاط (1-3): 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 لإلكترونات 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 لإلكترونات 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 الفعّالة** 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 الذرّي لكل من الآتية: أ. $_{7}N$ ، $_{9}F$ ب. $_{7}N$ ، $_{14}Si$.

الحل:

أ. الحجم الذري لـ F < N (تقع في نفس الدورة، وشحنة النواة الفعالة لـ F أكبر).

ب. الحجم الذري لـ $_{14}Si$ > $_{7}N$ (قياساً على أن حجم $_{14}Si$ < $_{15}P$ وحجم $_{7}N$ < $_{15}P$)

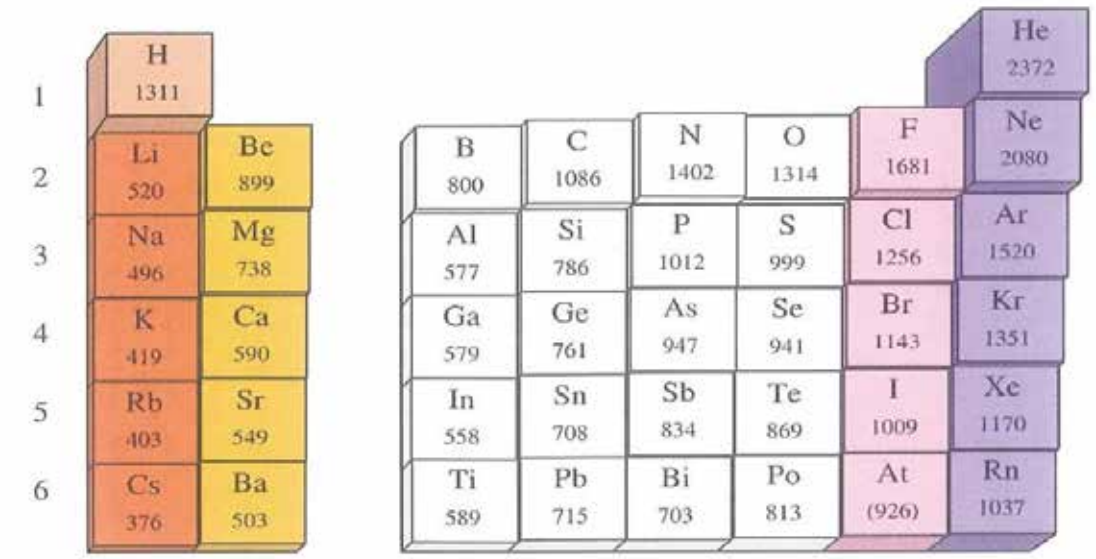
تمرين (13): أ. رتب العناصر الآتية حسب الحجم الذري: $_{19}K$، $_{12}Mg$، $_{11}Na$.

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

• طاقة التأين:

تعرفت سابقاً وجود قوة جذب بين الإلكترون سالب الشحنة والنواة موجبة الشحنة. وإذا أردنا نزع إلكترون من الذرة، فأي إلكترونات الذرة أسهل لعملية النزع؟ وماذا يلزم حتى تتم هذه العملية؟ وماذا ينتج عنها؟

تعرَّف **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 (1-9) يبين طاقة التأين الأول (بالكيلو جول/مول) لعناصر المجموعات الممثلة A في الجدول الدوري.



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

ويمكن التعبير عن طاقة التأين الأول للصوديوم حسب المعادلة الآتية:

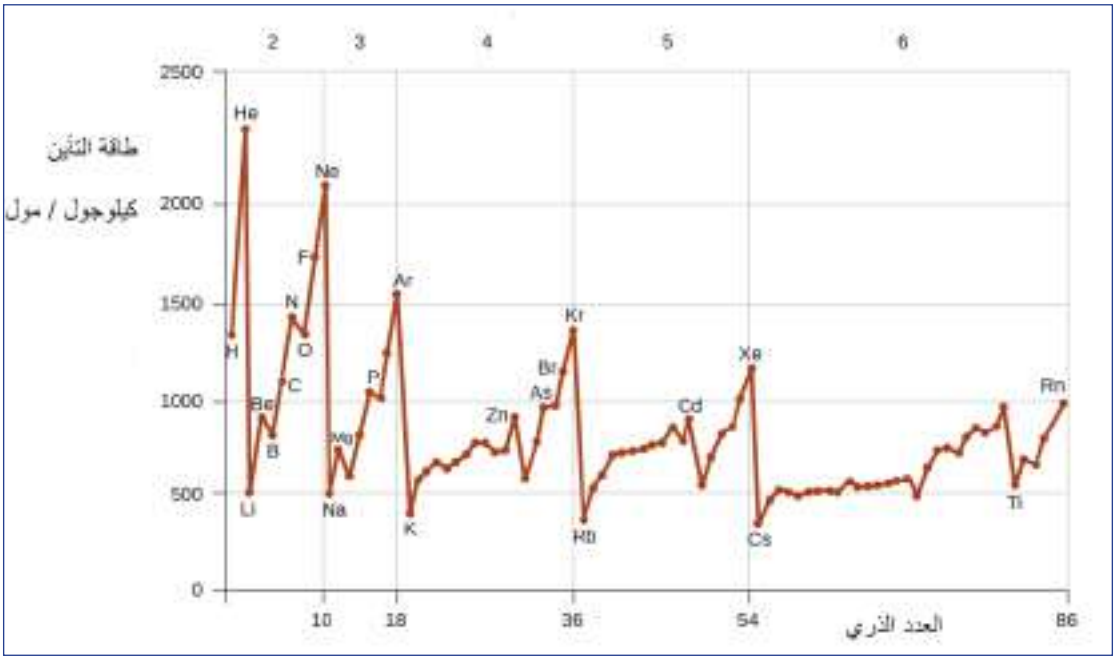
$$Na_{(g)} + 496\ KJ/mol \longrightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-}$$

نشاط (1-4): العوامل المؤثرة في طاقة التأين الأول للعناصر

دقِّق في الشكل (1-9) 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 (1-10) العلاقة بين طاقة التأين الأول والعدد الذري.



شكل (1-10): 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 $_4Be$ و$_5B$، والحالة الثانية عند الانتقال من عناصر المجموعة الخامسة (VA) إلى المجموعة السادسة (VIA) مثل $_7N$ و$_8O$. فما سبب هذا الشذوذ؟

تجد في الحالة الأولى أن طاقة التأين الأول للبيريليوم $_4Be$ أعلى من طاقة التأين الأول للبورون $_5B$؛ 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 $_8O$ عن طاقة التأين لذرة عنصر النيتروجين $_7N$ لأن عملية نزع إلكترون من المستوى الفرعي نصف الممتلئ ($2p^3$) تكون أصعب من نزع إلكترون من المستوى الفرعي $2p^4$.

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

الحل: $Al < Mg < Cl$

تمرين (14): أيهما له أعلى طاقة تأين أول: $_{16}S$ أم $_{15}P$؟ فسّر 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
$_{21}Sc$	$[Ar]4s^2 3d^1$		
$_{22}Ti$		4	
$_{23}V$			VB
$_{24}Cr$	$[Ar]4s^1 3d^5$		
$_{25}Mn$		7	
$_{26}Fe$			VIIIB
$_{27}Co$		9	
$_{28}Ni$	$[Ar]4s^2 3d^8$		VIIIB
$_{29}Cu$			IB
$_{30}Zn$		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 و3d متقاربة في طاقتها، وتملك معظم العناصر الانتقالية خواصّ مغناطيسية، لأنها تملك إلكترونات مفردة.

7-1 نظرية رابطة التكافؤ

تعرفت سابقاً أنواع الروابط الكيميائية، واستخدمت رموز لويس لتمثيل الروابط والتنبؤ بأشكال العديد من الجزيئات معتمداً على نظرية تنافر أزواج الإلكترونات، وستتعرف في هذه الوحدة طرقاً أخرى لتمثيل الروابط التساهمية ونظريات جديدة لتفسير الترابط بين الذرات داخل الجزيئات.

نشاط (1-5) تمثيل لويس للجزيئات ونظرية تنافر أزواج الكترونات التكافؤ

لديك الجزيئات الآتية: BF_3 ، CCl_4 ، H_2O ، NH_3

1. ارسم شكل لويس لكل منها.
2. ما عدد مجموعات الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية في كل منها؟
3. ما شكل أزواج الإلكترونات في كل منها؟
4. ما شكل الجزيء المتوقع لكل منها؟

التركيز على الجزيئات المكونة من ذرة مركزية واحدة فقط وبروابط تساهمية أحادية.

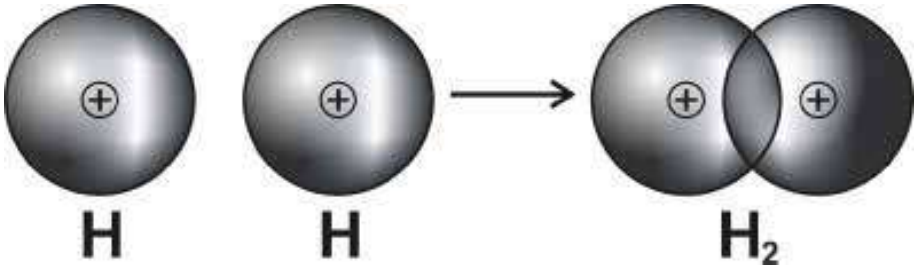
لقد حققت نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ نجاحات في تفسير أشكال الجزيئات، وذلك بالاعتماد على أن أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية تترتب بالفراغ، بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن. وتصف نظرية رابطة التكافؤ تكوّن الروابط بين الذرات بطريقة تداخل الأفلاك الذرية، ثم تطورت إلى طريقة الأفلاك المهجنة.

● تداخل الأفلاك الذرية

تفترض نظرية رابطة التكافؤ أن الرابطة التساهمية تنتج عن تداخل فلكين نصف ممتلئين (يحوي كل منهما على إلكترون واحد)، مكوّنةً منطقة مشتركة تسمى منطقة التداخل، تزداد فيها الكثافة الإلكترونية، ويمكن توضيح هذه النظرية عند دراسة تكوُّن الروابط في الجزيئات الواردة في الأمثلة الآتية:

مثال (13) بيّن كيف يتكوّن جزيء H_2، باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

عند اقتراب ذرتي هيدروجين من بعضهما، يحدث تداخل بين فلكي 1s، وتتكون منطقة تداخل بين نواتي ذرتي الهيدروجين، تزداد الكثافة الإلكترونية فيها، ويخضع زوج الإلكترونات لجذب نواتي الذرتين في آن واحد، **وتتوزع الكثافة الإلكترونية بشكل متماثل على طول المحور الواصل بين النواتين**، كما في الشكل (1-11)، **وتسمى هذه الرابطة التساهمية برابطة سيجما σ .**

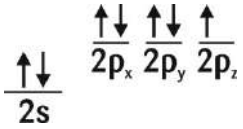


الشكل (1-11): تداخل فلكي 1s من ذرتي الهيدروجين وتكون جزيء H_2.

مثال (14) بين كيف يتكوّن جزيء الفلور F_2 باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الحل: التركيب الإلكتروني والتمثيل الفلكي لذرة الفلور:

$F\ 1s^2 2s^2 2p^5$



يحدث التداخل بين فلكي $2p_z$ نصف الممتلئين من الذرتين رأساً لرأس بين فلكي $2p_z$ المتقابلين على نفس المحور، وتزداد الكثافة الإلكترونية في منطقة التداخل، وتتوزع حول المحور الواصل بين النواتين، كما هو مبين في الشكل (1-12).

الشكل (1-12): تداخل فلكي 2p من ذرتي الفلور وتكون جزيء F_2.

تمرين (16):

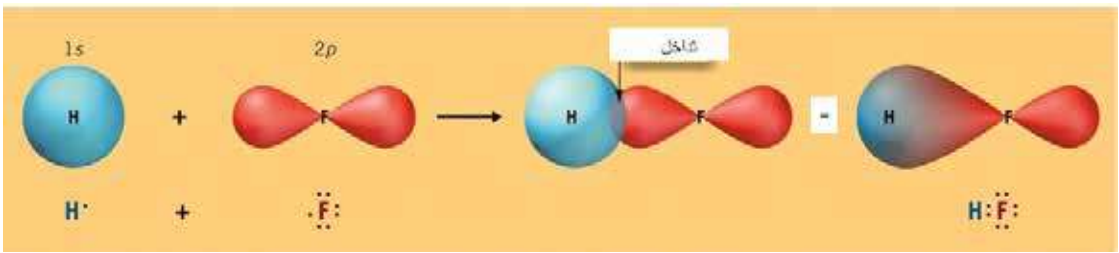
1. بيّن كيف تتشكل الرابطة بين الذرتين في الجزيء Cl_2 باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.
2. لماذا يعدّ نوع الرابطة التساهمية المتكونة في كل من F_2 و Cl_2 من النوع سيجما σ؟

مثال (15): بيّن كيف يتكوّن جزيء HF باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الحل:

التركيب الإلكتروني لكل من ذرتي الهيدروجين والفلور: $_1H\ 1s^1$ و $_9F\ 1s^2 2s^2 2p^5$

تتكون الرابطة H-F من تداخل فلك 1s من ذرة H مع فلك 2p من ذرة F كما في الشكل (1-13)؛ لأن الفلكين نصف الممتلئين في ذرات جزيء HF هما فلك 1s من H وفلك 2p من F.



الشكل (1-13): تداخل فلك 1s من ذرة H مع فلك 2p من ذرة F وتكوُّن جزيء HF.

تمرين (17):

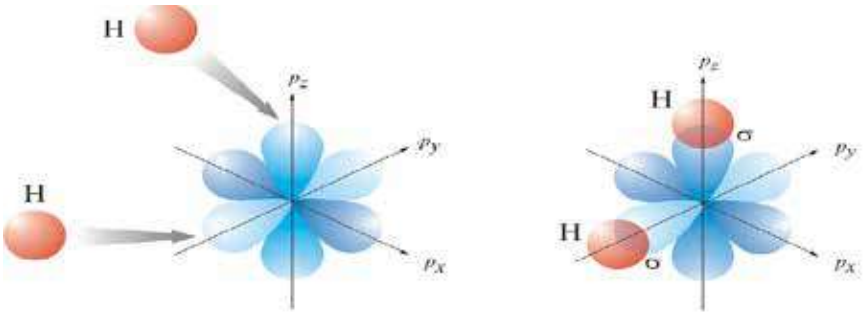
ما نوع الأفلاك الذرية المتداخلة لتكوين رابطة H-Cl؟

لقد نجحت طريقة تداخل الأفلاك الذرية في تفسير تكوّن الجزيئات ثنائية الذرة، لكن ماذا عن الجزيئات متعددة الذرات (أكثر من ذرتين)؟ دعنا ندرس الأمثلة الآتية:

مثال (16): بيّن كيف يتكوّن جزيء الماء H_2O باستخدام طريقة تداخل الأفلاك الذرية.

الذرة المركزية في جزيء H_2O هي ذرة الأكسجين: $_8O 1s^2 2s^2 2p^4$

تحوي ذرة الأكسجين على فلكين متعامدين نصف ممتلئين من نوع 2p. لذلك تتشكل الروابط التساهمية في جزيء H_2O حسب طريقة تداخل الأفلاك، عن طريق تداخل كل من فلكي 2p نصف الممتلئين من ذرة الأكسجين مع فلكي 1s من ذرتي H كما في الشكل (1-14) والروابط المتكونة من النوع سيجما σ (لماذا؟)



الشكل (1-14): تداخل أفلاك 2p من ذرة O مع فلك 1s من ذرتي H وتكون جزيء H_2O.

فكر : ما مقدار الزاوية H-O-H المتوقعة من تداخل الأفلاك في جزيء H_2O؟

تمرين (18): مثّل الروابط التساهمية في جزيء NH_3 مستخدماً طريقة تداخل الأفلاك الذرية. وما مقدار الزاوية H-N -H المتوقعة من تداخل الأفلاك؟

قضية للنقاش : هل تستطيع نظرية رابطة التكافؤ بطريقة تداخل الأفلاك الذرية تفسير تكوّن جزيء BeF_2؟

لم تستطع نظرية رابطة التكافؤ عن طريق تداخل الأفلاك الذرية، تفسير تكوّن كثيرٍ من الجزيئات مثل: BeH_2 و BH_3 و CH_4، بالإضافة إلى أنها لم تستطع تقديم تفسير مقبول لاختلاف الزاوية وأشكال بعض الجزيئات، فمقدار الزاوية في H_2O يساوي 104.5° وفي NH_3 حوالي 107° ولتفسير هذه الحقائق كان لا بد من تطوير نظرية رابطة التكافؤ عن طريق الأفلاك المهجنة.

- **تداخل الأفلاك المهجنة:**

ولتوضيح مفهوم التهجين والأفلاك المهجنة سنقتصر على دراسة الجزيئات التي تملتلك ذرة مركزية واحدة تمهيداً لاستكمال دراسة بقية الجزيئات في مراحل الدراسة الجامعية اللاحقة.

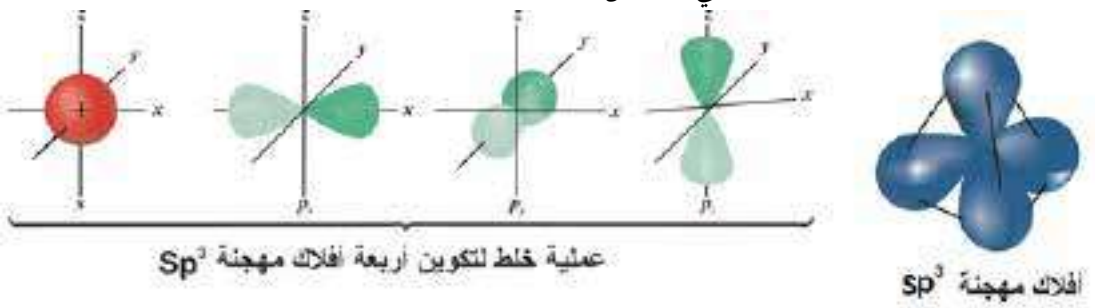
لدراسة مفهوم الأفلاك المهجنة نفّذ النشاط (1-6) المتعلق بالروابط حول ذرة الكربون في جزيء الميثان.

نشاط (1-6) **الأفلاك المهجنة**

١. اكتب التركيب الإلكتروني لذرة الكربون.
٢. ما عدد الأفلاك نصف الممتلئة في ذرة الكربون؟
٣. ما عدد الروابط التي تكوّنها ذرة الكربون حسب نظرية رابطة التكافؤ؟
٤. ما صيغة المركب الناتج عن ارتباط ذرة الكربون مع الهيدروجين؟ وما مقدار الزاوية المتوقعة؟

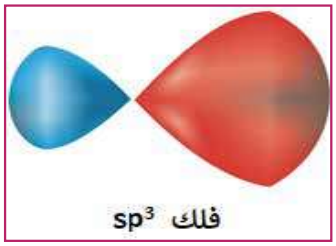
لعلك توصلت إلى أن ذرة الكربون تملك فلكين 2p نصف ممتلئين، وحسب نظرية رابطة التكافؤ بتداخل الأفلاك الذرية فإن ذرة الكربون قادرة على تكوين رابطتين مع ذرتي هيدروجين وتكوين الجزيء CH_2، وهو جزيء غير ثابت، وأبسط مركبات الكربون مع الهيدروجين هو غاز الميثان CH_4. وضعت هذه الحقيقة نظرية رابطة التكافؤ أمام تحديات كبيرة. كيف يتكون جزيء CH_4 رباعي الأوجه المنتظم ومقدار الزاوية فيه 109.5° ؟

ولتوفير أربعة أفلاك ذرية متشابهة تماماً ونصف ممتلئة في ذرة الكربون، تم الافتراض أن أفلاك مستوى التكافؤ في ذرة الكربون المتقاربة في الطاقة قد اندمجت (اختلطت) بعضها مع بعض، ونتج أربعة أفلاك ذرية مهجنة جديدة متشابهة في الشكل والحجم والطاقة، ومختلفة في الاتجاه الفراغي، وتسمى هذه العملية (التهجين)، والأفلاك الناتجة بالأفلاك المهجنة كما في الشكل (1-15).



الشكل (1-15): اندماج الأفلاك الذرية في ذرة الكربون لتكوين الأفلاك المهجنة sp^3 والاتجاهات الفراغية لها

ولأن الأفلاك المهجنة ناتجة عن خلط (دمج) ثلاثة أفلاك من نوع p وفلك واحد من نوع s فإن الأفلاك الناتجة تسمى الأفلاك المهجنة sp^3.



يتكون الفلك المهجن sp^3 من فلقتين متقابلتين إحداهما أكبر حجماً من الأخرى. ويمثل الجزء الأكبر كثافة إلكترونية أعلى واتجاهاً محدداً، وهذا يجعله أكثر قدرة على التداخل مع أفلاك الذرات الأخرى، ويُنتج روابط تساهمية أقوى.

وبما أن الأفلاك المهجنة sp^3 الأربعة في ذرة الكربون متساوية في طاقتها، فإن إلكترونات التكافؤ الأربعة لذرة الكربون تتوزع على الأفلاك الأربعة وفق قاعدة هوند.

قبل التهجين: C: $\underset{2s}{\uparrow\downarrow}$ $\underset{2p_x}{\uparrow}$ $\underset{2p_y}{\uparrow}$ $\underset{2p_z}{\ }$

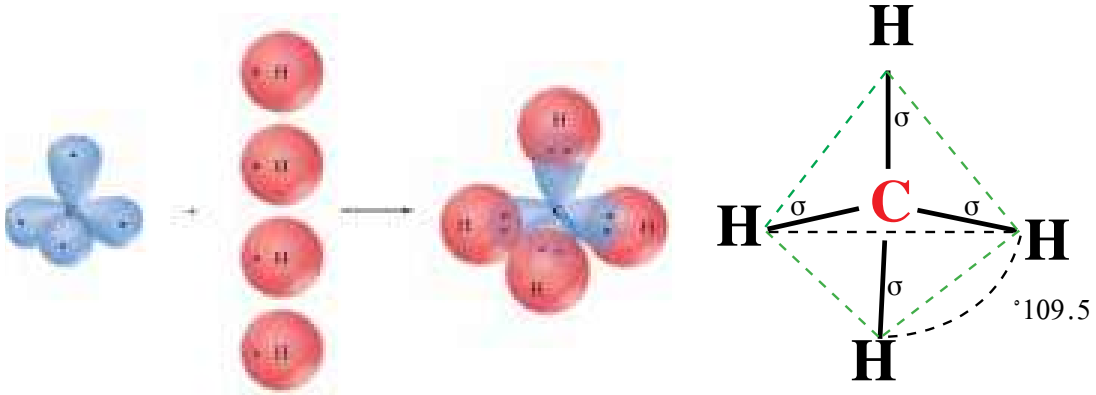
بعد التهجين: C: $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$

والآن بعد تطوير نظرية رابطة التكافؤ، هل يمكن تفسير تكون جزيء CH_4؟

لكي تتمكن من الإجابة عن هذا السؤال، لا بد من الإجابة عن عدة تساؤلات، منها:

1. ما عدد ذرات الهيدروجين التي يمكن أن ترتبط بها أفلاك sp^3 المهجنة في ذرة الكربون؟
2. ما نوع الأفلاك المشتركة في تكوين الرابطة C-H؟
3. هل تتفق الاتجاهات الفراغية للأفلاك المهجنة sp^3 مع اتجاهات الروابط؟

وعليه فإن ذرة الكربون يمكنها الارتباط مع أربع ذرات هيدروجين، ويحدث تداخل بين فلك 1s من كل ذرة هيدروجين مع فلك من الأفلاك المهجنة sp^3، وينتج عن ذلك أربع روابط متماثلة، ويكون شكل الجزيء CH_4 رباعي الأوجه منتظماً ومقدار الزاوية فيه 109.5°، كما في الشكل (1-16). وبذلك يكون التنافر بين أزواج الإلكترونات أقل ما يمكن والشكل أكثر ثباتاً.



الشكل (1-16): تداخل أفلاك sp^3 من ذرة الكربون مع أفلاك 1s من ذرات الهيدروجين

تمرين (19): وضح الروابط المتكونة في جزيء SiF_4 مستخدماً نظرية رابطة التكافؤ (التهجين).

• التهجين في جزيئات تملك أزواج إلكترونات غير رابطة NH_3 و H_2O

تعرفت سابقاً الشكل المنحني (الزاوي) لجزيء الماء H_2O والشكل الهرمي الثلاثي لجزيء الأمونيا NH_3، وتكون الزاوية بين الروابط تساوي 104.5° في جزيء H_2O وتساوي تقريباً 107° في جزيء NH_3.

والآن كيف تفسّر نظرية رابطة التكافؤ تكوّن جزيء كل من NH_3 و H_2O باستخدام الأفلاك المهجنة؟

إن عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية في كلا الجزيئين أربعة، وهي تساوي عدد الأزواج حول ذرة الكربون في CH_4، ومقدار الزاوية بين الروابط فيهما قريبة من الزاوية بين الروابط في CH_4؛ لذا تم الافتراض أنه يحدث تهجين للأفلاك الذرية لإنتاج أفلاك مهجنة من النوع sp^3.

مثال (17): استخدم طريقة تداخل الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء NH_3.

الحل: التركيب الإلكتروني لذرة النيتروجين: $_7N\ 1s^2 2s^2 2p^3$

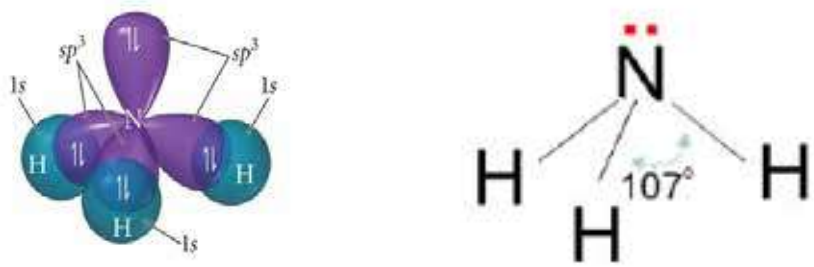
يحدث خلط لفلك 2s الممتلئ وأفلاك 2p لتكوين أربعة أفلاك مهجنة من نوع sp^3، وتنتج الروابط في الجزيء عن تداخل الأفلاك المهجنة sp^3 نصف الممتلئة من ذرة النيتروجين مع أفلاك 1s من ذرات الهيدروجين كما في الشكل (1-17).

قبل التهجين:

N: $\underset{2s}{\uparrow\downarrow}$ $\underset{2p_x}{\uparrow}$ $\underset{2p_y}{\uparrow}$ $\underset{2p_z}{\uparrow}$

بعد التهجين:

N: $\underset{sp^3}{\uparrow\downarrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$ $\underset{sp^3}{\uparrow}$



الشكل (1-17): تداخل أفلاك sp^3 من ذرة النيتروجين مع أفلاك 1s من ذرات الهيدروجين

مثال (18): علّل: الزاوية H−N−H في جزيء الأمونيا NH_3 (107°) وليس (109.5°) بالرغم من استخدام الأفلاك المهجنة sp^3.

الحل: لأن الحيز الذي يشغله فلك sp^3 الذي يحوي على زوج الإلكترونات غير الرابطة أكبر من حيز أفلاك sp^3 التي تحوي على أزواج الإلكترونات الرابطة، فيزداد التنافر بين زوج الإلكترونات غير الرابط مع أزواج الإلكترونات الرابطة، فتقل الزاوية بين الأزواج الرابطة.

تمرين (20): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء H_2O. لماذا تكون الزاوية H−O−H 104.5° ؟

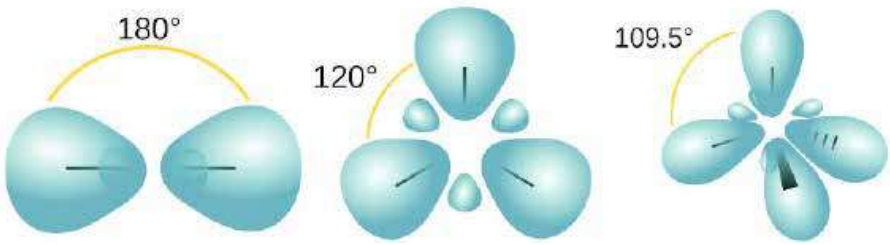
• أنواع تهجين أفلاك s و p

تعلمت أن **التهجين عبارة عن اندماج أفلاك تكافؤ مختلفة في الشكل والطاقة والحجم والاتجاه الفراغي، وتكوين أفلاك جديدة متماثلة في الشكل والطاقة والحجم، ومختلفة في الاتجاه الفراغي،** ويوجد حالات مختلفة من التهجين (بين أفلاك s و p) تستخدمها الذرات عند تكوين الروابط. ويبين الجدول (1-3) هذه الأنواع.

عدد الأفلاك المهجنة	الأفلاك الداخلة في التهجين	نوع التهجين	الاتجاه الفراغي	الزاوية	أمثلة
2	s و p	sp	خطي مستقيم	180°	BeF_2
3	s و p و p	sp^2	مثلث مستوٍ	120°	BF_3
4	s و p و p و p	sp^3	رباعي الأوجه	109.5°	CH_4، SiF_4

جدول (1-3): أنواع الأفلاك المهجنة الناتجة من أفلاك s و p

ولأن الأفلاك المهجنة حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ، تتجه في الفراغ، بحيث يكون التنافر بين أزواج الإلكترونات فيها أقل ما يمكن، فإن الأشكال والاتجاهات الفراغية للأفلاك المهجنة تكون كما يأتي:



sp sp^2 sp^3

: رتّب الأفلاك المهجنة (sp، sp^2، sp^3) حسب نسبة خواص s فيها وما علاقة ذلك بقوة تداخل الفلك؟

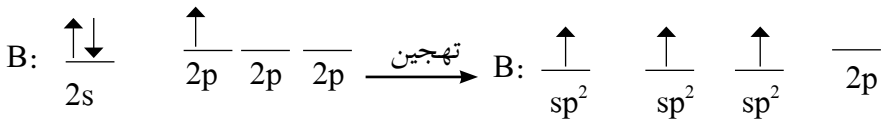
مثال (19): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء ثلاثي فلوريد البورون BF_3.

الحل: التركيب الإلكتروني لذرة البورون:

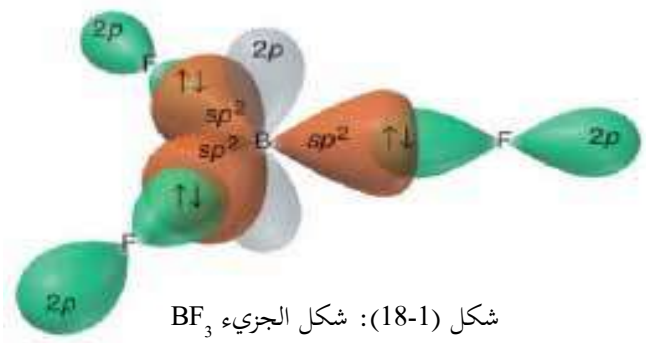
$_5B[He]2s^2 2p^1$

يتم تحديد نوع التهجين للذرة المركزية من شكل أزواج الإلكترونات حولها، وليس العكس.

عرفت من شكل لويس للجزيء ومن نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ أن BF_3 له شكل مثلث مستو، ويحوي ثلاثة أزواج من الإلكترونات حول ذرة B، كما يوجد في ذرة البورون المركزية فلك واحد نصف ممتلئ، ويحدث تهجين لذرة البورون عن طريق اندماج فلك 2s مع فلكين من أفلاك 2p لإنتاج ثلاثة أفلاك مهجنة كافية لاستيعاب أزواج الإلكترونات الثلاثة، من النوع sp^2 وتكون نصف ممتلئة، لتكوين جزيء BF_3، ويبقى الفلك الثالث من أفلاك 2p فارغاً.



ويتداخل كل فلك من أفلاك sp^2 المهجنة الثلاثة في ذرة البورون مع فلك 2p من كل ذرة F، ويبقى أحد أفلاك 2p الثلاثة فارغاً وعمودياً على المستوى، ويكون شكل الجزيء الناتج مثلثاً مستوياً والزاوية F-B-F تساوي 120 °، كما في الشكل (1-18).



شكل (1-18): شكل الجزيء BF_3

تمرين (21): استخدم الأفلاك المهجنة في تفسير الروابط المتكونة في جزيء فلوريد البيريليوم BeF_2.

أسئلة الفصل

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

1 أي العناصر الآتية له أقل طاقة تأين أول؟

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

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

3 ما نوع التهجين في الذرة المركزية في الجزيء XO_2 علماً أن زاوية O-X-O تساوي حوالي 119° ؟

أ. dsp^2 ب. sp^3 ج. sp^2 د. sp

4 أي العبارات الآتية صحيحة فيما يخص جزيء الميثان CH_4؟

أ. يكون شكل الأزواج الإلكترونية رباعي الأوجه بسبب تهجين sp^3.

ب. تهجين الذرة المركزية sp^3 بسبب شكل الأزواج الالكترونية رباعي الأوجه.

ج. تختلف الأفلاك المهجنة في الجزيء بعضها عن بعض في طول الرابطة.

د. الزاوية بين الروابط في جزيء CH_4 هي 120°.

السؤال الثاني وضّح المقصود بكل من الآتية:

القانون الدوري، طاقة التأين الأول، الأفلاك المهجنة، شحنة النواة الفعالة.

السؤال الثالث ما مبررات اقتراح تهجين sp^3 في كل من CH_4 و NH_3؟

السؤال الرابع 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 وF؟

ج. قارن بين E وF من حيث الحجم الذري.

د. حدّد موقع العنصر A في الجدول الدوري.

هـ. قارن بين B وC من حيث طاقة التأين الأول.

السؤال الخامس قارن بين BF_3 و PF_3 من حيث:

أ. تمثيل لويس للجزيء.

ب. عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية.

ج. شكل أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

د. شكل الجزيء.

هـ. الأفلاك المتداخلة لتكوين الروابط.

السؤال السادس علّل كلاً من الآتية:

أ. الحجم الذري لـ $_{19}K$ أكبر من الحجم الذري لـ $_{11}Na$.

ب. تمتلك معظم العناصر الإنتقالية خواص مغناطيسية.

اختبار الفترة الأولى

البناء الإلكتروني للذرة والصفات الدورية للعناصر ونظرية رابطة التكافؤ

مجموع العلامات: 40

يتكون الامتحان من ثلاثة أسئلة وعلى المشترك الإجابة عنها جميعا

السؤال الأول (12علامة) اختر رمز الإجابة الصحيحة فيما يلي وانقلها إلى دفتر الإجابة:

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 أي الجزيئات الآتية لا تستطيع نظرية رابطة التكافؤ تفسير الروابط فيها بالاعتماد على تداخل الأفلاك الذرية؟

أ) BF_3 ب) Cl_2 ج) HF د) NH_3

5 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) $2s<3p<4p<4s$

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

أ) 3 ب) 32 ج) 16 د) 4

7 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

8 ما نوع الأفلاك المشتركة في تكوين الروابط في المركب الناتج من اتحاد العنصرين $_{17}B$ ، $_{16}A$ ؟

أ) sp-p ب) sp3-p ج) sp2-p د) sp2-sp2

السؤال الثاني (8 علامة)

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

ب) علل لما يلي:

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}

السؤال الثالث (20علامة)

أ) الجدول أدناه يبين موقع عدد من العناصر بالرموز الإفتراضية. أدرس الجدول الدوري، ووأجب عما يلي.

																	R
A	B											D		V	X	W	
																Z	
M			T				E			L	Q						

1 - ما رمز العنصر الذي له اعلى طاقة تأين أول؟

2 - أي العنصرين T أم E يمتلك خواصا مغناطيسية أكثر؟

3 - رتب العناصر V,X,W حسب طاقة التأين الأول؟

4 - أي العناصر الانتقالية يقع في مجموعة IIB ؟

5 - أي العناصر يمثل أكبر حجم ذري ؟

6 - ما صيغة المركب الناتج من اتحاد العنصر V مع Z؟

ب - لديك الجزيئين OF_2 ، BeF_2 ع.ذ:[$_9F$,$_8O$,$_4Be$]

قارن بين الجزيئين من حيث:

1 - شكل لويس

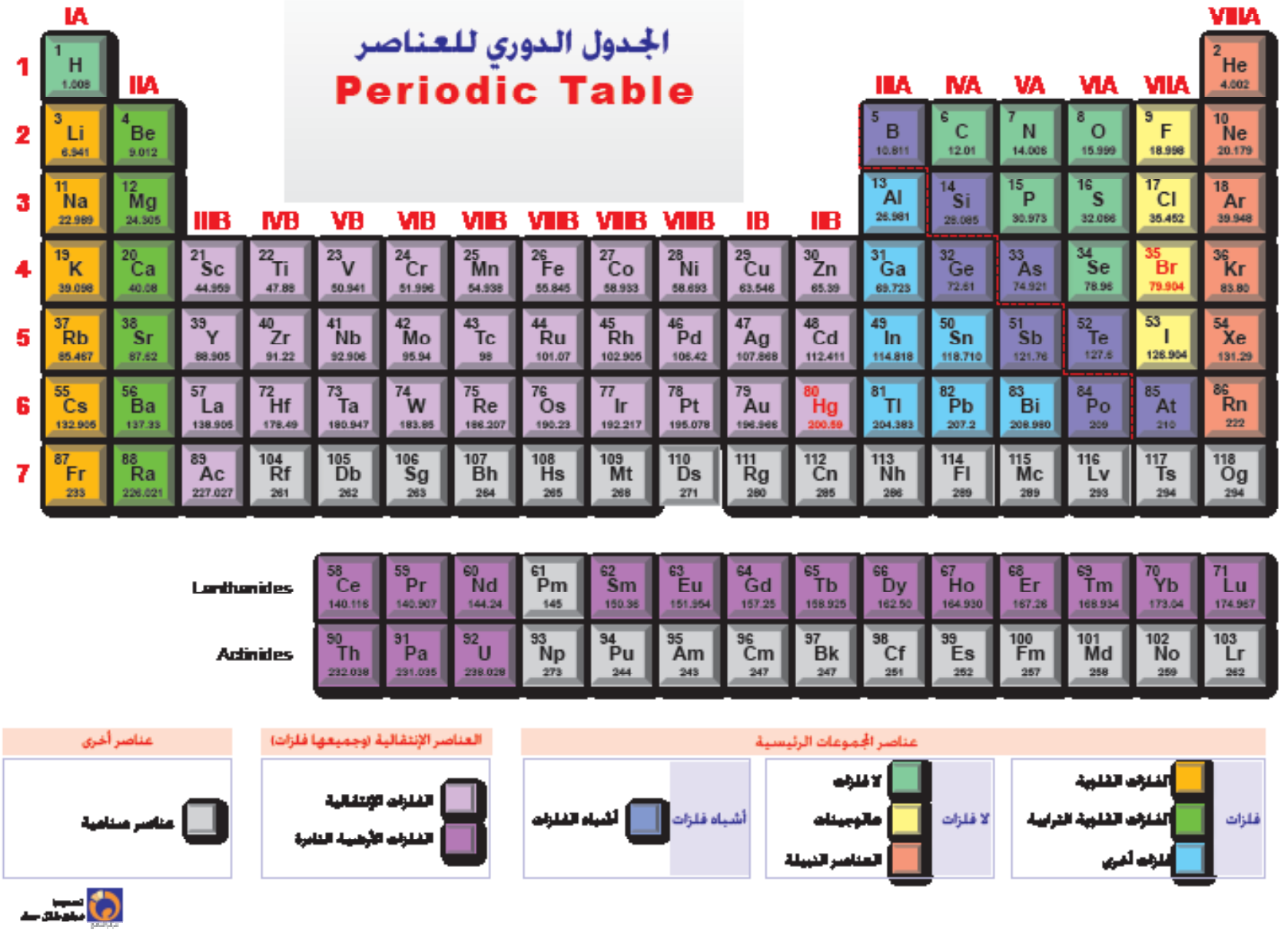
2 - شكل أزواج الإلكترونات

3 - نوع التهجين في الذرة المركزية

4 - شكل الجزي البنائي

5 - نوع الأفلاك المشتركة في تكوين الروابط O-F ، Be-F

6 - الزاوية المتوقعة في كل منهما


الجدول الدوري للعناصر
Periodic Table
IA
IIA
IIIB
IVB
VB
VIB
VIIB
VIIB
VIIB
IB
IIB
IIIA
IVA
VA
VIA
VIIA
VIIIA
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
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
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
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
Actinides
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
عناصر الجموعات الرئيسية
فلزات
الفلزات القلوية
الفلزات القلوية الترابية
فلزات أخرى
لا فلزات
لا فلزات
هالوجينات
الغازات النبيلة
أشباه فلزات
أشباه الفلزات
العناصر الإنتقالية (وجميعها فلزات)
الفلزات الإنتقالية
الفلزات الأرضية النادرة
عناصر أخرى
عناصر مشابهة