دولة ليبيا

وزارة التعليم

مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية

الكيمياء

الدرس الاول

للسنة الثالثة من مرحلة التعليم الثانوي

(القسم العلمي)

المدرسة الليبية بفرنسا ـ تور

العام الدراسي

1441 / 1442 هـ . 2020 / 2021 م

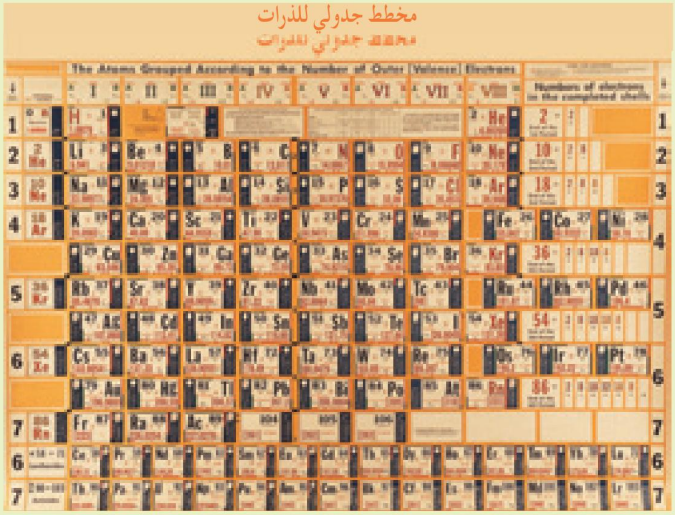
جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا

الوحدة

1

الجدول الدوري للعناصر

The Periodic Table of Elements



تحتوي معظم المعامل الكيميائية على جدول دوري معلق في أحد أركانها.

أهداف التعلم

بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة، سوف تكون قادرًا على أن:

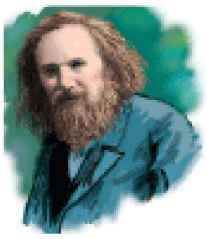
- ✔ **تصف** الجدول الدوري كعناصر مرتبة وفقًا للزيادة في عددها (الذري) البروتوني.
- ✔ **تصف** العلاقة بين رقم المجموعة (عدد إلكترونات التكافؤ)، ورقم الدورة (عدد الأغلفة الإلكترونية).
- ✔ **تشرح** التشابه بين العناصر في نفس مجموعة الجدول الدوري بدلالة تركيبها الإلكتروني.
- ✔ **تصف** تطور الصفات الفلزية إلى اللافلزية من اليسار إلى اليمين عبر دورة بالجدول الدوري.
- ✔ **تصف** الخواص النموذجية للفلزات القلوية في المجموعة I (K، Na، Li)، والهالوجينات في المجموعة VII (I_2، Br_2، Cl_2).
- ✔ **تستنتج** خواص عناصر المجموعة I و VII والعناصر الانتقالية مستخدمًا الجدول الدوري.
- ✔ **تصف** عناصر المجموعة الصفرية (الغازات النبيلة) كغازات خاملة وحيدة الذرات، ويرجع خمولها لاكتمال غلافها الخارجي.
- ✔ **تقترح** استخدامات الغازات النبيلة نتيجة خمولها.
- ✔ **تشرح** انعدام فاعلية الغازات النبيلة بدلالة تركيبها الإلكتروني.
- ✔ **تصف** عناصر المجموعة المركزية كفلزات انتقالية لها خواص فلزات نموذجية وحالات تأكسد متغيرة، وتُكوِّن مركبات ملونة.

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ليبيا

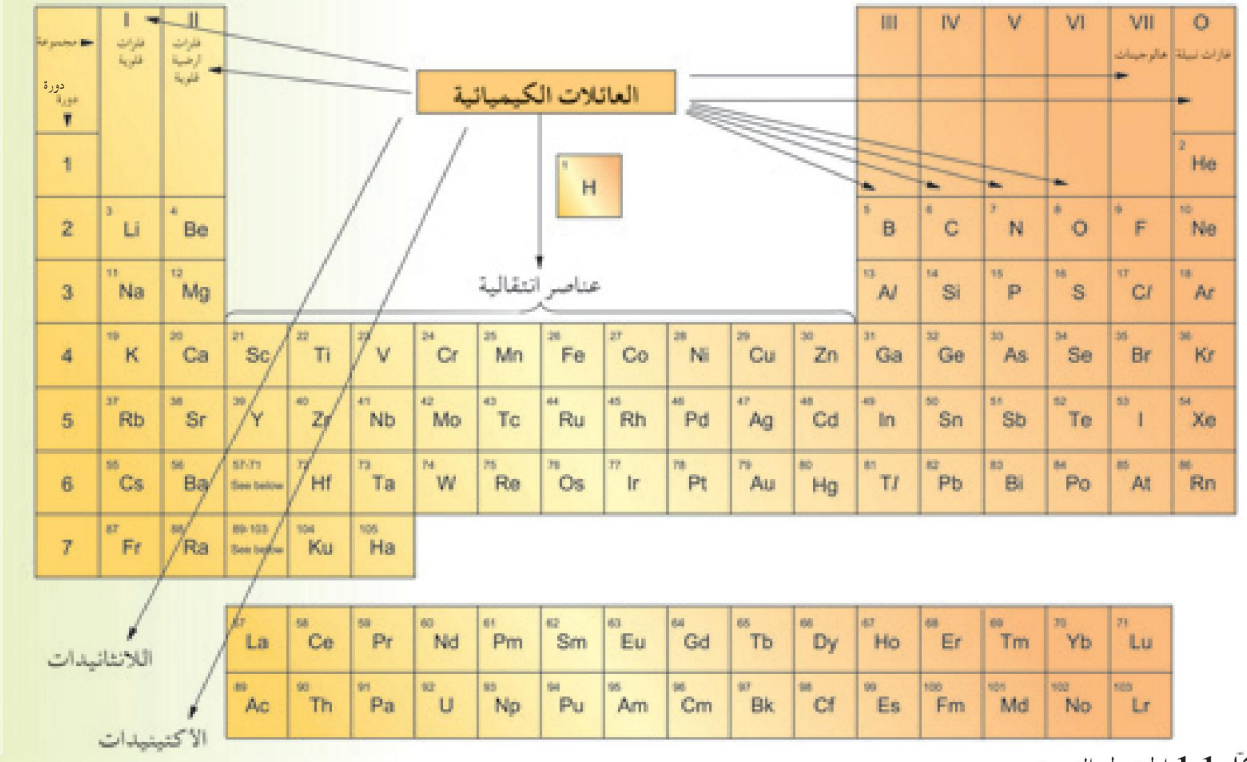
1-1 العائلات الكيميائية: عناصر متشابهة
Chemical Families: Similar Elements

الجدول الدوري هو تصنيف للعناصر، ويستخدم للتنبؤ بخواصها. يوجد أكثر قليلًا من 100 عنصر معروف، ولايزال عدد العناصر في ازدياد نظرًا لإنتاج ذرات اصطناعية حديثة داخل المفاعلات النووية. أصبح من الضروري تصنيف العناصر نتيجة عددها الكبير وفقًا لخواصها الفيزيائية والكيميائية. وتشمل الخواص الفيزيائية المظهر، والحالة، والكثافة، واللون، والرائحة، ودرجة الانصهار، ودرجة الغليان ... إلخ. ونقصد بالخواص الكيميائية طريقة تفاعل العنصر مع عناصر أخرى. ويقسم ذلك التصنيف العناصر وفقًا للخواص إلى عائلات كيميائية أو **مجموعات**.

ملحوظة



ديمتري ماندليف 1834 - 1907 كان أصغر طفل في عائلته. ومن المتفق عليه أنه مؤسس الجدول الدوري.



شكل 1-1 الجدول الدوري

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا

2-1 مجموعات ودورات: أعمدة وصفوف
Groups and Periods: Columns and Rows

الجدول الدوري هو ترتيب للعناصر وفقًا للعدد (الذري) البروتوني المتزايد، والذي هو عدد البروتونات في نواة ذرتها.

تسمى الأعمدة الرأسية للعناصر في الجدول الدوري **مجموعات**.

يتحدد رقم المجموعة بعدد الإلكترونات في الغلاف الخارجي، وتحتوي جميع العناصر داخل أي مجموعة على نفس عدد إلكترونات التكافؤ (الخارجي). ومن ثم تكون الخواص الكيميائية متشابهة جدًّا داخل أي مجموعة من العناصر.

تسمى الصفوف الأفقية للعناصر في الجدول الدوري **دورات**.

يدل رقم الدورة على عدد الأغلفة الإلكترونية. وتكون لجميع العناصر في نفس الدورة نفس عدد الأغلفة، ويمتلئ الغلاف الخارجي تدريجيًّا بالإلكترونات كلما اتجهنا عبر الدورة (من اليسار إلى اليمين). تأمل عناصر الدورة 3 في جدول 1.

دورة 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
العدد البروتوني (الذري)	11	12	13	14	15	16	17	18
التشكيل الإلكتروني	2، 8، 1	2، 8، 2	2، 8، 3	2، 8، 4	2، 8، 5	2، 8، 6	2، 8، 7	2، 8، 8
الأيون المتكون	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+} ← تساهمي →					
الفاعلية (النشاط)	فعال (نشيط) للغاية	فعال (نشيط)	فعال (نشيط) إلى حد ما	غير فعال (غيرنشيط)	فعال (نشيط) إلى حد ما	فعال (نشيط)	فعال (نشيط) للغاية	خامل
الموصلية	جيدة ← فلزات →	جيدة	جيدة	متعادلة	رديئة	رديئة	رديئة	رديئة
					لافلزات			

جدول 1 عناصر الدورة **3**

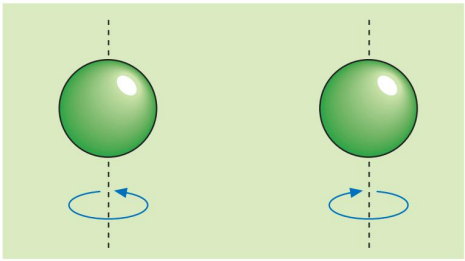
تتدرج صفات العناصر من فلزات إلى لا فلزات كلما اتجهنا عبر الدورة (من اليسار إلى اليمين)، وتتغير أيضًا بناءً عليه خواص العناصر عبر الدورات من فلزية (أيونات موجبة، جيدة التوصيل ... إلخ) إلى لافلزية (أيونات سالبة، رديئة التوصيل ... إلخ).

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ليبيا

التوزيع الألكتروني

الأفلاك : مبدأ باولى للاستبعاد والازدواج المغزلي

يتكون الغلاف الرئيس الأول (n = 1) من مستوى فرعي واحد يرمز له بالرمز 1S .
ويتكون الغلاف الرئيس الثاني (n = 2) من مستويين فرعيين يرمز لهما 2S و 2P
ويتكون الغلاف الرئيس الثالث (n = 3) من ثلاثة مستويات فرعية يرمز لها 3S و 3P و 3d .
وأن المستوى S دائمًا له فلك واحد، والمستوى P له ثلاثة أفلاك، أما المستوى d فله خمسة أفلاك .
يُوجد مبدأ مهم يتعلق بالأفلاك ويؤثر على جميع التوزيعات الإلكترونية . ينص هذا المبدأ على أن أي فلك يستوعب من إلكترون إلى إلكترونين لا غير . والذي اقترح هذا المبدأ هو العالم الفيزيائي السويسري الاسترالي وولفجانج باولي وذلك عام 1921 وسمى المبدأ باسمه مبدأ باولى للاستبعاد .
قد تستغرب عن كيفية استيعاب أي فلك لإلكترونين سالبي الشحنة يفترض أنهما يتنافرا بشدة . وتفسير ذلك عن طريق فكرة الازدواج المغزلي . فبالإضافة إلى الشحنة، نقول إن للإلكترونات خاصية أخرى تعرف بالدوران المغزلي (Spin)، نستطيع تصور الدوران المغزلي على أن الإلكترون يدور حول محوره بمعدل ثابت . وبذلك يمكن أن يتجاور زوج من الإلكترونات في فلك واحد بحيث يدور كل منهما عكس اتجاه دوران الآخر (شكل 1-2) . وهذا من شأنه أن يخفض من أثر التنافر .



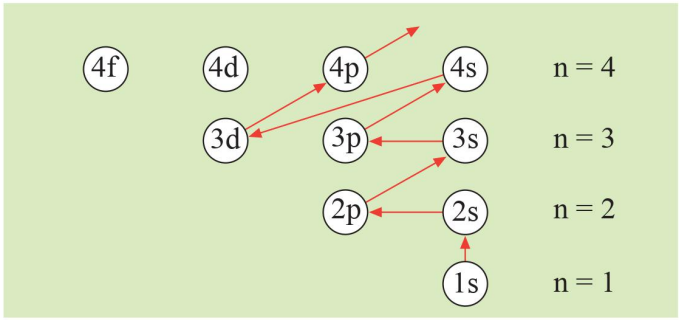
شكل (1 – 2) الدوران المغزلي للإلكترونات

نبين دوران الإلكترون المغزلي في اتجاه دوران عقارب الساعة بسهم متجه من اليمين إلى اليسار وبسهم متجه من اليسار إلى اليمين إذا كان دوران الإلكترون عكس دوران عقارب الساعة .
من خلال كل الأدلة المعروفة، بما في ذلك مبدأ باولى للاستبعاد، قرر العلماء أن الغلاف(n = 1) يتسع لإلكترونين كحد أقصى في فلك S، ويحتوي الغلاف (n = 2) على ثمانية إلكترونات كحد أقصى، اثنان منها في فلك S والستة الباقية في أفلاك P الثلاثة (Px،Py،Pz) إلكترونان لكل فلك . ويحتوي الغلاف (n = 3) ثمانية عشر إلكترونًا (18) كحد أقصى، اثنان في فلك S، وستة في أفلاك P الثلاثة وعشرة في أفلاك d الخمسة، أي بواقع إلكترونين لكل فلك .

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا

ترتيب وملء الأغلفة والأفلاك

يتم ترتيب وملء الأغلفة والأفلاك للعناصر المتتابعة ضمن الجدول الدوري بحسب تتابع طاقاتها النسبية فالتوزيع الإلكتروني لأي ذرة هو ذلك التوزيع الذي يضمن أقل ما يمكن من حالات الطاقة للذرة بمجملها، وهذا يعني الأفلاك ذات الأقل طاقة تملأ أولًا، ويكون تتابع الملء كما يلي : 1S أولًا، ثم 2s، 2p، 3s، 3p، 4s، 3d ..... الخ.



شكل (1 – 3) يبين الترتيب الذي تملأ به الأفلاك حتى الغلاف (n = 4)

كما ترى، فإن الترتيب (كما هو موضح في شكل (1 – 3) السابق) ليس تمامًا كما نتوقع، يتم اتباع الترتيب المتوقع حتى الغلاف الثانوي 3P، لكن بعد ذلك تحدث اختلافات، حيث يملأ 4S قبل 3d. هذا الاختلاف وغيره فيما بعد نتج بواسطة التأثيرات المعقدة المتزايدة للتجاذبات النووية وتنافرات الإلكترونات على كل إلكترون.

التوزيعات الإلكترونية :
تمثيل التوزيعات الإلكترونية

أكثر الطرق شيوعًا في تمثيل التوزيعات الإلكترونية للذرات مبينة فيما يلي :

مثلاً، لذرة الهيدروجين إلكترون واحد في فلك S ضمن غلاف ذي عدد الكم الأساسي (n = 1). وللهيليوم إلكترونان، كلاهما في فلك 1S ويمثلان كما يلي $1S^2$.

يبين الجدول (2) التوزيعات الإلكترونية للعناصر الثمانية عشر الأولى (من H إلى Ar).

بالنسبة لمجموعة العناصر بداية من 19 (بوتاسيوم) إلى 36 (كريبتون) يفضل تمثيل جزء من التوزيع الإلكتروني على شكل لب من غاز نبيل. ففي الحالة السابقة يكون اللب عبارة عن التوزيع الإلكتروني لغاز الأرجون، عليه نلجأ أحيانًا إلى كتابة التوزيع الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ بشكل مختصر كما يلي [Ar] بدلًا من إعادة كتابته كاملاً في كل مرة. يبين الجدول (3) بعض الأمثلة.

يجب ملاحظة النقاط التالية :

- عندما يمتلئ الفلك 4S، فإن مكان الإلكترون التالي هو فلك 3d (انظر السكانديوم). وبذلك يبدأ نظامًا ثابتًا لملء 3d، حيث يصل بنا إلى الزنك.

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ليبيا

وتسمى العناصر التي تضاف الإلكترونات فيها إلى الغلاف الثانوي d مجموعة عناصر d وتدعى أيضًا (**العناصر الانتقالية**).

- هناك اختلاف في نمط ملء أغلفة d الثانوية للعنصرين (كروم) $_{24}Cr$ و (النحاس) $_{29}Cu$ فلهذين العنصرين إلكترون واحد فقط في الغلاف 4S. للكروم خمسة إلكترونات بدلًا من الأربعة المتوقعة في أفلاك d، وللنحاس عشرة إلكترونات بدلاً من تسعة. وهذا ناتج عن العلاقات المعقدة للانجذابات والتنافرات داخل ذراتهما.

1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2$
3	Li	$1s^2\,2s^1$
4	Be	$1s^2\,2s^2$
5	B	$1s^2\,2s^2\,2p^1$
6	C	$1s^2\,2s^2\,2p^2$
7	N	$1s^2\,2s^2\,2p^3$
8	O	$1s^2\,2s^2\,2p^4$
9	F	$1s^2\,2s^2\,2p^5$
10	Ne	$1s^2\,2s^2\,2p^6$
11	Na	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$
12	Mg	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$
13	Al	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$
14	Si	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$
15	P	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$
16	S	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$
17	Cl	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$
18	Ar	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

جدول (2) التوزيع الإلكتروني للعناصر الثمانية عشر الأولى في الجدول الدوري

19	Potssium (k)	[Ar] $4s^1$
20	Calcium (Ca)	[Ar] $4s^2$
21	Scandium (Sc)	[Ar] $4s^2\,3d^1$
24	Chromium (Cr)	[Ar] $4s^1\,3d^5$
25	Manganese (Mn)	[Ar] $4s^2\,3d^5$
29	Copper (Cu)	[Ar] $4s^1\,3d^{10}$
30	Zinc (Zn)	[Ar] $4s^2\,3d^{10}$
31	Gallium (Ga)	[Ar] $4s^2\,3d^{10}\,4p^1$
35	Bromine (Br)	[Ar] $4s^2\,3d^{10}\,4p^5$
36	Krypton (Kr)	[Ar] $4s^2\,3d^{10}\,4p^6$

جدول (3) التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر بين 19 و36
حيث [Ar] يمثل التوزيع الإلكتروني للأرجون (اللب)

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا

ملء الأفلاك :

تبدأ الإلكترونات في شغل الأفلاك فرادى، كلما كان ذلك ممكنًا. وهذا بسبب تنافر شحناتها. وتبقى الإلكترونات غير مزدوجة (فرادى) حتى يصبح بكل فلك من الأفلاك ذات الطاقات المتساوية إلكترون واحد، وبزيادة عدد الإلكترونات عن واحد لكل فلك، تبدأ عملية المزاوجة عن طريق الازدواج المغزلي. وهذا معناه أنه إذا كان هناك ثلاثة إلكترونات لملء غلاف ثانوي P. فإنها تتوزع واحدًا واحدًا على الأفلاك الثلاثة Px،Py،Pz. وليس اثنان في Px وواحد في Py كما قد يبدو.

وإذا كان هناك أربعة إلكترونات، يزدوج اثنان في أحد الأفلاك الثلاثة، ويبقى إلكترون واحد في كل من الفلكين الآخرين. وعلى نفس المنوال تتوزع خمسة إلكترونات فرادى على أفلاك الغلاف الثانوي d.

كمثال نبين فيما يلي كيفية شغل الأفلاك في ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين.

الكربون (6 إلكترونات) $1s^2\ 2s^2\ 2p^1_x\ 2p^1_y\ 2p^0_z$

النيتروجين (7 إلكترونات) $1s^2\ 2s^2\ 2p^1_x\ 2p^1_y\ 2p^1_z$

الأكسجين (8 إلكترونات) $1s^2\ 2s^2\ 2p^2_x\ 2p^1_y\ 2p^1_z$

[عادة ما تكتب التوزيعات الإلكترونية بأقل تفصيلًا من هذا كما في الجدول (3)].

التوزيع الإلكتروني للأيونات :

يعرف عدد إلكترونات أي أيون من العدد الذري للعنصر وشحنة الأيون. يبين الجدول(4) بعض الأمثلة لاحظ أن للأيونين Na^+ و F^- نفس التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل Ne (نيون) ولهذا تأثيرات على تكوين المركب (فلوريد الصوديوم)وطريقة الربط فيه.

	ذرة صوديوم	أيون صوديوم	ذرة فلور	أيون فلوريد
الرمز	Na	Na^+	F	F^-
العدد الذري	11	11	9	9
عدد الإلكترونات	11	10	9	10
التوزيع الإلكتروني	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

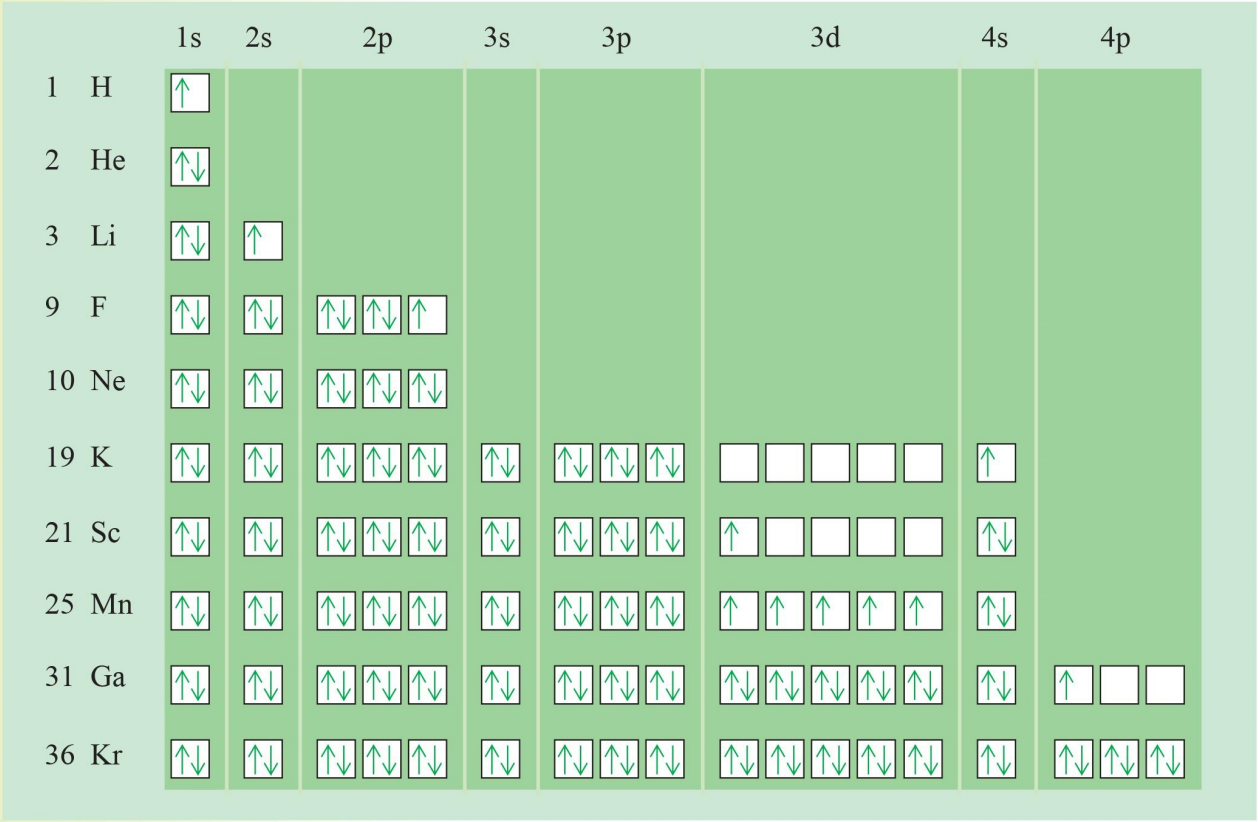
جدول (4)

التوزيعات الإلكترونية في مربعات (صناديق)

هذه طريقة عملية أخرى لتمثيل التوزيع الإلكتروني. حيث نرسم الإلكترونات على شكل أسهم ونبين دورانها المغزلي فالسهم المتجه إلى أعلى ↑ يمثل

دوران مغزلي مع اتجاه حركة عقارب الساعة ، والسهم المتجه إلى أسفل ↓ يمثل دوران عكس حركة عقارب الساعة.

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا



شكل (1 - 4) التوزيعات الإلكترونية لبعض العناصر بطريقة المربعات (الصناديق)

تمرين 1-1

ارسم التوزيعات الإلكترونية بطريقة المربعات للبورون والأرجون والأكسجين والنيكل والبروم.

جميع الحقوق محفوظة لـ مركز المناهج التعليمية والبحوث التربوية ـ ليبيا