وزارة التربية
Ministry of Education
State of Kuwait | دولـــة الكويـت

الكيمياء

الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول

كتاب الطالب

المرحلة الثانوية

وزارة التربية
Ministry of Education
State of Kuwait | دولـــة الكويـت

الكيمياء

كتاب الطالب

الصف العاشر

الفصل الدراسي الأول

فريق تأليف كتاب الكيمياء للصف العاشر – المرحلة الثانوية
أ. دلال سعد المسعود (مشرفًا)
أ. عيسى منهال القلاف (رئيسًا)

أ. عـبـدالله محـمـد الجـويـسر
أ. ريـــم عـبـدالله الـعـتـيـبي
أ. حـصـة مـوسـى الـعـجـمي
أ. سمـاح عبدالـرحـمـن الخـضـير
أ. شيـمـاء إبراهيـم جمـال

الطبعة الأولى
١٤٤٨ هـ
٢٠٢٦ – ٢٠٢٧ م

حقوق التأليف والطبع والنشر محفوظة لوزارة التربية – الإدارة العامة للتواجيه والبحوث والمناهج
إدارة البحوث التربوية والمناهج

الطبعة الأولى: ٢٠٢٦ / ٢٠٢٧ م

المتابعه والتنسيق

أ.طارق شهاب حميد المطيري

المراجعة اللغوية

أ. منى منصور العجمي

أ. سكتـــــة العـــازمي

التصميم والتنفيذ

أ. مريم ناصرفراج الفراج

مطبعة دار السياسة

أودع في مكتبة الكويت الوطنية – ردمك: 978-9921-33-130-1

أودع في مكتبة وزارة التربية تحت رقم (٥٠٨) بتاريخ ٩ / ٨ / ٢٠٢٦م

بسم الله الرحمن الرحيم

حضرة صاحب السمو الشيخ مشعل الأحمد الجابر الصباح

أمير دولة الكويت

H.H. Sheikh Meshal AL-Ahmad Al-Jaber Al-Sabah
Amir Of The State Of Kuwait

سمو الشيخ صباح خالد الحمد الصباح
ولي عهد دولة الكويت

H. H. Sheikh Sabah Khaled Al-Hamad Al-Sabah
Crown Prince Of The State Of Kuwait

المحتوى

Unit 1: Electrons in Atoms and Periodicity of Elements	17	الوحدة الأولى : الإلكترونات في الذرات ودورية العناصر

Chapter 1: Atomic Models	18	الفصل الأول : نماذج الذرة
From My Country	19	من وطني
The Science of Chemistry	20	الدرس (1-1): علم الكيمياء
The Evolution of Atomic Models	26	الدرس (1-2) : تطوّر النماذج الذرية
Quantum Numbers	34	الدرس (1-3) : أعداد الكم
Electrons Configuration in Atoms	45	الدرس (1-4) : قواعد الترتيب الإلكتروني في الذرات
Applications on Electronic Configuration Rules	56	الدرس (1-5) : تطبيقات على قواعد الترتيب الإلكتروني

Chapter 2: Periodicity Of Elements	64	الفصل الثاني : دورية العناصر
Development of the Periodic Table	65	الدرس (2-1) : تطوّر الجدول الدوري
Classification of the Elements	72	الدرس (2-2) : تقسيم العناصر
Periodic Trends	80	الدرس (2-3) : الميول الدورية (التدرج في الخواص)
Sustainable Development	95	التنمية المستدامة
First Chapter Assessment	96	تقويم نهاية الوحدة الأولى

المحتوى

Second Unit 2: Chemical Bonds (Ionic , Covalent, Coordinate)	102	**الوحدة الثانية : الروابط الكيميائية (الأيونية، التساهمية، التناسقية)**

Chapter 1: Ionic bond & Ionic Compounds	104	**الفصل الأول : الرابطة الأيونية والمركبات الأيونية**
Electron Configuration	105	الدرس (1-1) : الترتيب الإلكتروني
Ionic bond & Ionic Compounds	112	الدرس (1-2) : الرابطة الأيونية والمركبات الأيونية
Ionic Compounds Properties	120	الدرس (1-3) : خواص المركبات الأيونية

Chapter 2 : Covalent Bond, Coordinate covalent Bond	127	**الفصل الثاني : الرابطة التساهمية والرابطة التناسقية**
Covalent Bond and Covalent Compounds	128	الدرس (2-1) : الرابطة التساهمية والمركبات التساهمية
Covalent Compounds Properties	136	الدرس (2-2) : خواص المركبات التساهمية
Coordinate covalent Bond	142	الدرس (2-3) : الرابطة التناسقية
From My Country	148	من وطني
Sustainable Development	149	التنمية المستدامة
Second Chapter Assessment	150	تقويم نهاية الوحدة الثانية
The Reviewer	159	المراجع

المقدمة

أعزائي المتعلّمين والمتعلّمات

مرحباً بكم في عالمِ الكيمياءِ المذهلِ، علمِ المادةِ وتحوُّلاتِها وتفاعلاتِها التَّي تَبْنِي كل ما يحيطُ بِنا. يأتي هذا الكتابُ في إطارِ حرصِ وزارةِ التربيةِ في دولةِ الكويتِ عَلى إعدادِ جيلٍ واعٍ بِأُسُسِ البحثِ العلميِّ الابتكاريِّ، يمتلكُ المهاراتِ المِخْبريَّةِ والعمليَّةَ اللازمةَ لمواكبةِ الصِّناعاتِ والتطوراتِ العلميَّةِ، ويُسْهِمُ بفعاليَّةٍ في بناءِ كُويتٍ جديدةٍ، مزدهرةٍ ومستدامةٍ، تماشيًا مَعَ رؤيةِ الكويتِ المستقبليةِ، وتحقيقًا لغاياتِ التَّربيةِ العلميةِ للمرحلةِ الثانويَّةِ.

لقَد صُمِّمَتْ محتوياتُ هَذا الكتابِ بعنايةٍ، لتُعزِّزَ فيكُم الفُضولَ العلميَّ والتفكيرَ النقديَّ المستندَ إلى الملاحظةِ والتحليلِ الكيميائيّ. ففي كلِّ وِحْدةٍ ستجدونَ مواقفَ واقعيةً، وَتَجاربَ مخبريةً آمنةً وتفاعليَّةً، وَأسْئِلَةً تُثيرُ شَغَفكُمْ لِلبحثِ في أسرارِ الروابطِ والمرَكَّباتِ، وتطبيقاتِها الحيويَّة في مَجالاتِ البيئةِ، الطّاقةِ، والصَّناعَةِ في حياتِنا اليوميَّة.

ومن خِلالِ هذا الكتابِ ستَتَعلَّمونَ كيفيةَ ربطِ الجزئياتِ الصغيرةِ بالصّناعاتِ الكبرى بدعمٍ مِنْ مُعلميكم وزُملائكم. نأملُ أن يكونَ هذا الكتابِ نافِذتكم إلى مستقبلٍ مشرقٍ، تكونوا فيه علماءَ الغدِ ومبتكرين يستشرفون بكلِّ كفاءةٍ آفاقَ الصناعاتِ والحلول المستدامةِ.

انطلقوا بثقةٍ، فالكيمياءُ لغة المادةِ وسرُّ الابتكارِ!

المؤلفون

الأمن والسلامة في المختبر

أهداف العمل المخبري :

يُعد المختبر الكيميائي بيئة تعليمية تتيح للمتعلمين تطبيق المفاهيم العلمية عمليًا، وتنمية مهارات التفكير العلمي والاستقصاء. ويهدف العمل المخبري إلى:

* ربط المفاهيم الكيميائية بالتطبيقات العملية.
* تنمية مهارات الملاحظة والقياس والتجريب.
* جمع البيانات وتنظيمها وتحليلها.
* تنمية مهارات التفكير العلمي وحل المشكلات.
* تعزيز العمل التعاوني وتحمل المسؤولية.
* الالتزام بإجراءات الأمن والسلامة أثناء إجراء التجارب.

اجراءات الأمن والسلامة في المختبر:

يجب الالتزام بإجراءات الأمن والسلامة للمحافظة على سلامة الأفراد والممتلكات وضمان بيئة تعلم آمنة وهي كالتالي:

1 – الالتزام بتعليمات المعلم وعدم إجراء أي تجربة دون إذن مسبق.
2 – ارتداء معدات الوقاية الشخصية المناسبة عند الحاجة.
3 – المحافظة على نظافة مكان العمل وترتيبه.
4 – عدم تناول الطعام أو الشراب داخل المختبر.
5 – عدم تذوق المواد الكيميائية أو شمها مباشرة.
6 – التعامل بحذر مع المواد الكيميائية والأدوات الزجاجية.
7 – الإبلاغ فورًا عن أي حادث أو إصابة أو انسكاب.
8 – التعرف إلى مواقع معدات السلامة والطوارئ.
9 – التخلص من النفايات الكيميائية وفق التعليمات المعتمدة.
10 – غسل اليدين جيدًا بعد الانتهاء من العمل المخبري.

الأمن والسلامة في المختبر

رموز السلامة في المختبر:

الرمز	المعنى	التعليمات
	ارتداء النظارات الواقية	حماية العينين من المواد الكيميائية والرذاذ.
	ارتداء القفازات	حماية اليدين من المواد الكيميائية والحرارة.
	ارتداء المعطف المخبري	حماية الملابس والجلد من انسكاب المواد الكيميائية .
	ارتداء الكمامة	تجنب استنشاق الأبخرة أو الغازات الضارة.
	خطر الإشتعال	إبعاد المواد القابلة للاشتعال عن مصادر الحرارة.
	خطر الكهرباء	الحذر عند استخدام الأجهزة الكهربائية.
	خطر الحرارة	الحذر عند التعامل مع الأجسام الساخنة.
	ممنوع الأكل والشرب	عدم تناول الطعام أو الشراب داخل المختبر.
	ممنوع الشم المباشر	عدم شم المواد الكيميائية مباشرة.
	ممنوع الجري والعبث	المحافظة على الهدوء والانضباط داخل المختبر.
	دش الطوارئ	يستخدم عند تعرض الجسم لمواد كيميائية خطرة.
	مطفأة الحريق	تستخدم لإخماد الحرائق الصغيرة.
	مخرج الطوارىء	اتباعه عند الإخلاء في الحالات الطارئة.
	مغسلة العيون	تستخدم لغسل العينين عند التعرض للمواد الكيميائية.

الأمن والسلامة في المختبر

رموز GHS العالمية للمواد الكيميائية:

تُستخدم رموز السلامة الكيميائية العالمية للتنبيه إلى المخاطر المحتملة للمواد الكيميائية:

الرمز	المعنى	التعليمات
	قابل للاشتعال	مواد تشتعل بسهولة عند تعرضها للحرارة أو الشرر.
	مادة أكّالة	تسبب حروقًا للجلد والعينين وتؤدي إلى تآكل المعادن.
	مادة سامة	قد تسبب أضرارًا صحية خطيرة عند التعرض لها.
	مادة مؤكسدة	تساعد على اشتعال المواد الأخرى وزيادة شدة الاحتراق.
	مادة ضارة أو مهيجة	تسبب تهيج الجلد أو العينين أو الجهاز التنفسي.
	مادة متفجرة	قد تنفجر بفعل الحرارة أو الصدمة أو الاحتكاك.

الأدوات والأجهزة المخبرية الأساسية

يستخدم الكيميائيون مجموعة متنوعة من الأدوات لإجراء التجارب وقياس الكميات المختلفة.

الرمز	المعنى	التعليمات
	الكأس الزجاجية	خلط المواد وتسخينها وحفظها مؤقتًا.
	المخبار المدرج	قياس أحجام السوائل.
	أنبوب الاختبار	إجراء التجارب على كميات صغيرة من المواد.
	دورق إرلنماير	خلط المحاليل وإجراء التفاعلات.
	الماصة	نقل كميات صغيرة من السوائل.
	القمع	الترشيح وفصل المواد.

الأمن والسلامة في المختبر

• الأدوات والأجهزة المخبرية الأساسية

يستخدم الكيميائيون مجموعة متنوعة من الأدوات لإجراء التجارب وقياس الكميات المختلفة.

الرمز	المعنى	التعليمات
	الميزان الإلكتروني	قياس الكتلة بدقة.
	الترمومتر	قياس درجة الحرارة بدقة.
	موقد بنزن	تسخين المواد.
	الحامل المعدني	تثبيت الأدوات أثناء إجراء التجارب.

• مهارات العمل المخبري

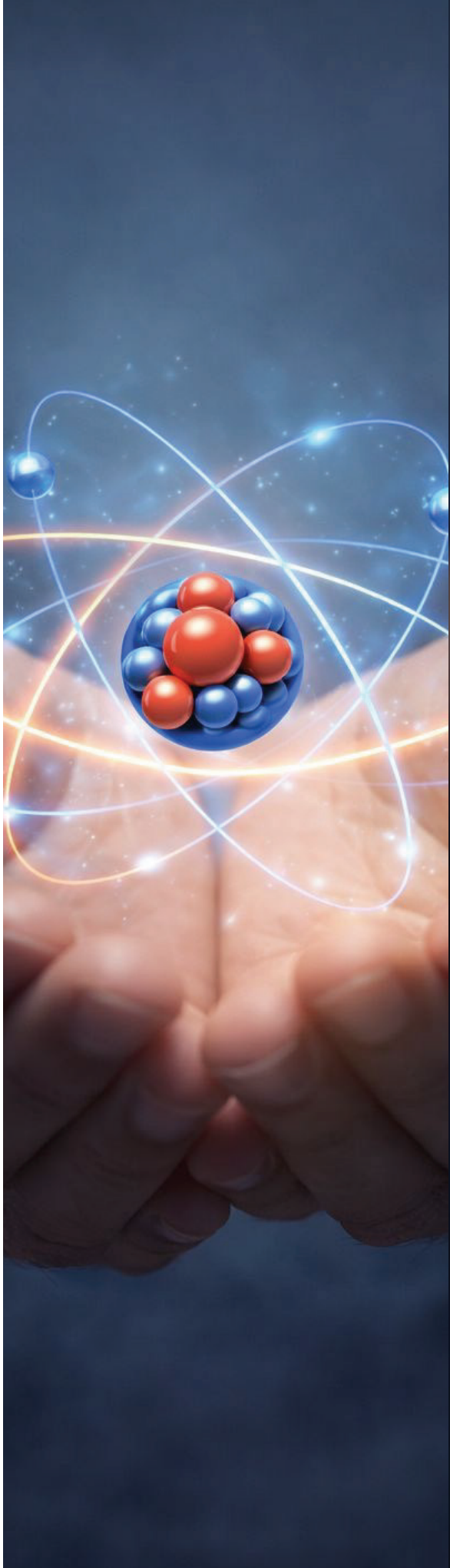
يتطلب العمل المخبري مجموعة من المهارات الأساسية التي تساعد على تنفيذ التجارب بدقة وكفاءة.

المهارة	وصفها
الملاحظة العلمية	التعرف إلى التغيرات والظواهر باستخدام الحواس والأدوات المناسبة.
القياس	تحديد الكتلة أو الحجم أو درجة الحرارة باستخدام أدوات القياس.
استخدام الأدوات المخبرية	التعامل مع الأدوات والأجهزة بطريقة صحيحة وآمنة.
تسجيل البيانات	تدوين الملاحظات والنتائج بدقة وتنظيم.
تنظيم البيانات وتمثيلها	عرض البيانات في جداول أو رسوم بيانية.
تحليل البيانات	دراسة النتائج للكشف عن العلاقات والأنماط.
الاستنتاج	استخلاص النتائج اعتمادًا على الأدلة والبيانات.

الوحدة الأولى

الإلكترونات في الذرات ودورية العناصر

Unit 1: Electrons in Atoms and Elements Periodicity

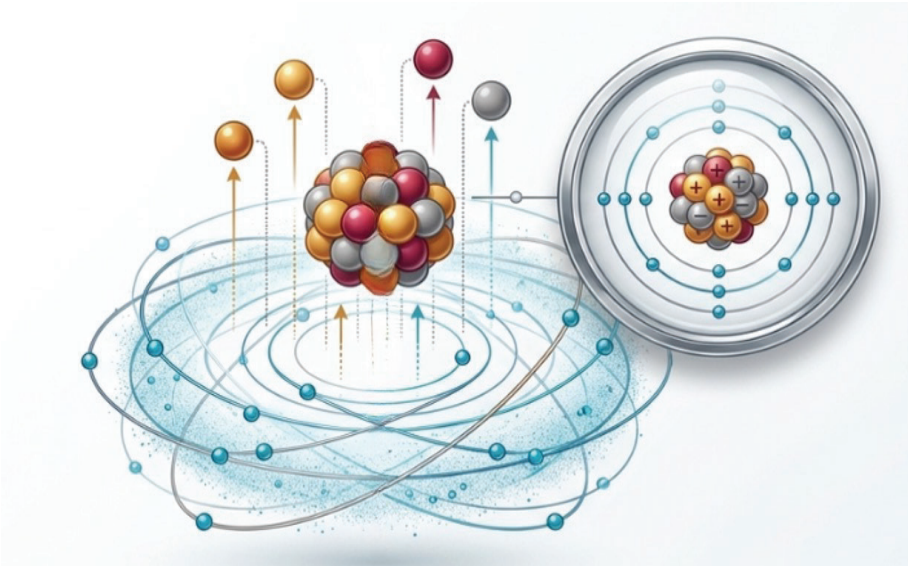


الفصل الأول: نماذج الذرة

Chapter 1: Atomic Models

الفصل الثاني: دورية العناصر

Chapter 2: Elements Periodicity



قال تعالى :

﴿ لَا ٱلشَّمۡسُ يَنۢبَغِي لَهَآ أَن تُدۡرِكَ ٱلۡقَمَرَ وَلَا ٱلَّيۡلُ سَابِقُ ٱلنَّهَارِۚ وَكُلّٞ فِي فَلَكٖ يَسۡبَحُونَ ٤٠ ﴾

سورة يس (40)

الفصل الأول : نماذج الذرة

Chapter 1: Atomic Models

الدرس (1-1) : علم الكيمياء	The Science of Chemistry
الدرس (1-2) : تطوّر النماذج الذرية	The Evolution of Atomic Models
الدرس (1-3) : أعداد الكم	Quantum Numbers
الدرس (1-4) : قواعد الترتيب الإلكتروني في الذرات	Electrons Configuration in Atoms
الدرس (1-5) : تطبيقات على قواعد الترتيب الإلكتروني	Applications on Electronic Configuration Rules

مـــن وطـــنـــي

مختبرات التحاليل الطبية واستخدام العناصر الكيميائية في تشخيص الأمراض

تُعد المختبرات الطبية في دولة الكويت، وخاصة في المستشفيات الحكومية، من أهم الإنجازات الحديثة التي تعتمد على العناصر الكيميائية في تشخيص الأمراض بدقة عالية.

تعتمد التحاليل الطبية على قياس تركيز عناصر وأيونات مهمة في جسم الإنسان مثل أيونات :

- الصوديوم (Na^+)
- البوتاسيوم (K^+)
- الكالسيوم (Ca^{2+})
- الكلوريد (Cl^-)

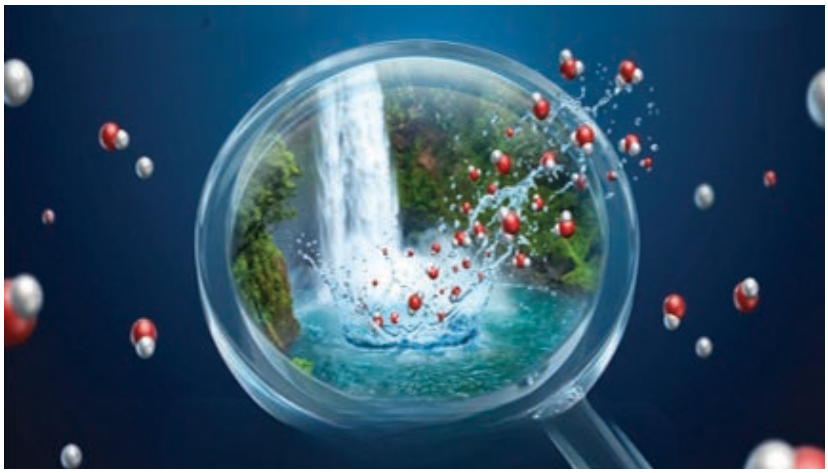
هذه العناصر توجد في الدم والسوائل الحيوية، وتغيّر نسبها يدل على الحالة الصحية.

كما تسهم هذه المختبرات في تحسين جودة الرعاية الصحية، والتشخيص المبكر للأمراض، وتقليل الحاجة للعلاج المتأخر ورفع كفاءة النظام الصحي الوطني.

الدرس [1-1]

عِلـــم الكيميـــــــاء

The Science of Chemistry



لو امتلكتَ عدسةً سحريةً تكبِّر الأشياء ملايين المرّات، لاكتشفت عالمًا خفيًّا مليئًا بالحركة، حيث تتحرك الجسيمات وتتحد لتكوّن كل ما نراه ونلمسَه في حياتنا. إنّها لغة الكون الخفية... إنها الكيمياء.

قبل مئات السنين، كان هناك علماء عُرفوا بـالخيميائيين، اعتقدوا بإمكانية تحويل المعادن الرخيصة إلى ذهب، وسعوا لاكتشاف إكسير يمنحُ الخلود. ورغم أنهم لم يحققوا تلك الأحلام، إلا أنَّ تجاربهم ومحاولاتهم قـــادت إلى شيء أعظم وظهـــور علم جديد اسمه «علم الكيمياء». ومن خلال تجاربهم على المواد، وضع هؤلاء العلماء اللبنات الأولى لفهم طبيعة المادة والتغيرات التي تطرأ عليها، وقد أسهم ذلك في انطلاق مسيرة العلم نحو تفسير الكثير من مكونات الكون.

ماذا سأتعلم ؟

- مفهـــوم كلًّا مـــن: علـم الكيمياء، المادة، الذرة.
- تكامل الكيمياء مع فروع العلوم الأخرى.
- فروع علم الكيمياء.

كيف سأتعلم ؟

- أتعرف على كلٍّ من : علم الكيمياء، المادة، الذرة.
- أفسِّر ارتباط علم الكيمياء بالعلوم الأخرى.
- أصـنِّـف فـــروع علم الكيمياء.

نشاط...

باستخدام الأدوات التي أمامك والموضحة في الصورة نفّذ الخطوات التالية:

1 - اسكب 10mL من فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 في مخبار مدرج سعته 50mL .

2 - أضف 10mL من سائل غسيل الصحون ثم ضع 10 قطرات من ملون الطعام على جدار المخبار.

3 - حرّك المخبار بحركة دائرية لضمان امتزاج الخليط السابق واحرص على عدم الرج بقوة.

4 - حضّر محلول مركز من الخميرة بإضافة 10g من الخميرة إلى 10mL من الماء.

5 - أضف 10mL من محلول الخميرة المركز المحضر حديثًا دفعة واحدة. راقب ماذا يحدث

سجل مشاهدتك.

.....

.....

قفازات

ماء مقطر 10mL

خميرة

مخبار مدرج 50mL

فوق أكسيد الهيدروجين

سائل غسيل الصحون

ملوّن طعام

يوضِّح هذا النشاط كيف يَدْرِسُ علم الكيمياءُ، التغيرات التي تطرأ على المادة والتفاعلات المصاحبة لها، حيث أدى تفاعل فوق أكسيد الهيدروجين مع الخميرة إلى تكوّن الرغوة وانطلاق الغاز، مما يدل على حدوث تغير كيميائي يمكن ملاحظته بالعين. ومن خلال مثل هذه التجارب استطاع العلماء فهم طبيعة المواد وتفسير الظواهر المحيطة بنا؛ لذلك يُعد علم الكيمياء من العلوم المهمة في حياتنا اليومية.

ومع تطور المفاهيم العلمية وتزايد دقتها، تحوّل علم الكيمياء من ممارسات بدائية إلى علم تجريبي يقوم على أسس واضحة ومنهجية دقيقة تمكننا من فهم المادة وإنتاج مواد نافعة، وتحسين جودة الحياة في مجالات متعددة كالطب، الصناعة، البيئة، وغيرها.

ويعرّف **علم الكيمياء** بأنه «العلم الذي يَدْرِسُ تركيب المادة وخواصها والتغيرات التي تطرأ عليها، والطاقة المصاحبة لهذه التغيرات».

ويُوصف بأنّه «**العلم المركزي**» (علل) لما له من دور محوري في الربط بين فروع العلوم الطبيعية مثل الفيزياء، الأحياء، والجيولوجيا.

إنَّ فهم تركيب المادة، وخصائصها، والتغيرات التي تطرأ عليها هو الأساس الذي تقوم عليه النهضة الصناعية وتطوراتها المتسارعة. ومن هنا لابد لنا من سؤال ماهي المادة؟

تعرّف **المادة** بأنها «كل ما له كتلة ويشغل حيّزًا من الفراغ»، فالكتاب الذي بين يديك مادة ، والهواء الذي تتنفّسه مادة ، وزميلك الذي يجلس بجانبك مكوّن من عدّة مواد ، وتشمل المادة جميع الأشياء المحيطة بنا سواء كانت صلبة ، أو سائلة ، أو غازية. وتتميّز المادة بخصائص فيزيائية وكيميائية تميّزها عن غيرها من المواد. تتكوّن المادة في جوهرها من جسيم متناهي في الصغر يسمى **الذرة** وهي «الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر».

هل كل ما يلمع ذهبٌ حقيقي؟

يُعَدّ معدن الذهب من أقدم المعادن التي عرفها الإنسان وأكثرها قيمةً، ويتميز بمقاومته العالية للتآكل وعدم تفاعله مع معظم المواد، لذلك يُستخدم في الحُليّ والاستثمار والصناعات الإلكترونية. ويُقاس نقاء الذهب بما يُعرف بـ«العيار»، حيث يُعبِّر عن نسبة الذهب الخالص في السبيكة. فالذهب عيار 24 هو الأعلى نقاءً بنسبة تقارب 99.9%، ويكون ليناً نسبيًّا لذلك يُستخدم غالبًا في السبائك والاستثمار. أما عيار 21 فيحتوي على نحو 87.5% من الذهب، ويُخلط بمعادن أخرى مثل النحاس ليصبح أكثر صلابة ومناسبًا للمجوهرات المتداولة.

في حين أن عيار 18 يحتوي على 75% من الذهب، ويتميّز بمتانته العالية وتنوّع ألوانه، لكنه أقل قيمة من حيث النقاء. وبذلك يعتمد اختيار العيار على الغرض من الاستخدام بين الاستثمار أو الزينة.

❖ فروع علم الكيمياء

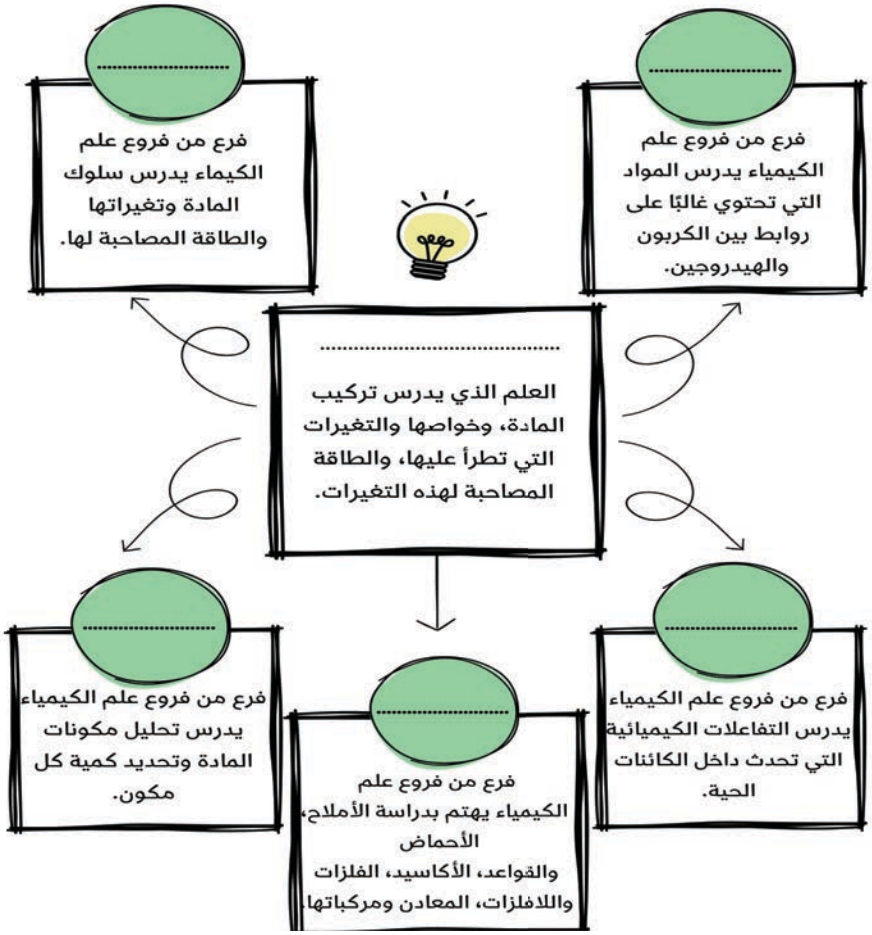
لأنَّ علم المادة واسع ومليء بالأسرار، انقسم علم الكيمياء إلى فروع متعددة، يختص كل فرع بدراسة نوع معين من المواد أو التفاعلات الكيميائية. وقد أسهمت هذه الفروع في تقدم الطب والصناعة والتقنية والبيئة، كما يوضحه جدول(1) :

اسم الفرع	مجال الدراسة	الاستخدامات
الكيمياء العضوية Organic Chemistry	المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين.	الأدوية – البلاستيكات–الوقود– المنظفات– المبيدات الحشرية– الأصباغ.
الكيمياء غير العضوية Inorganic Chemistry	الفلزات واللافلزات ومركباتها، الأحماض، القواعد، الأملاح، والأكاسيد.	مواد البناء–السبائك الإلكترونية.
الكيمياء الفيزيائية Physical Chemistry	سلوك المادة وتغيراتها والطاقة المصاحبة لها.	تطوير البطاريات–تبريد المحركات.
الكيمياء التحليلية Analytical Chemistry	تحليل مكونات المادة وتحديد كَمْية كل مكون.	فحص جودة مياه الشرب– مراقبة تلوث الهواء–كشف الغش التجاري.
الكيمياء الحيوية Biochemistry	المواد والتفاعلات الكيميائية التي تحدث داخل الكائنات الحية.	دراسة عمليّة الهضم– عمل الإنزيمات–تحاليل الدم والسموم.

جدول (1)

أكمل الخريطة الذهنيّة التالية:

الكيمياء العضوية – علم الكيمياء – الكيمياء غير العضوية– الكيمياء الفيزيائية – الكيمياء التحليلية – الكيمياء الحيوية.



ألوان عضوية مستدامة

تعتبر صناعة أصباغ الملابس من أكثر الصناعات تلوثًا للبيئة.

صمم أنت وفريقك «ألوان عضوية مستدامة» باستخدام مواد من الطبيعة (مثل الكركم، قشور الرمان، أو الشمندر) لتلوين قطعة قماش قطنية، مع ضمان ثبات اللون.

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	كل ما له كتلة ويشغل حيّزًا من الفراغ.	.....
2	الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر.	.....

السؤال الثاني: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسبًا :

1 – تُعتبر ..... أحد فروع علم الكيمياء، والتي تهتم بدراسة المواد التي تحتوي غالبًا على روابط بين الكربون والهيدروجين.

2 – دراسة الهضم وعمل الإنزيمات تعتبر من استخدامات فرع الكيمياء .....

السؤال الثالث: علل لما يلي تعليلًا علميًّا سليمًا:

1 – يوصف علم الكيمياء بـ « العلم المركزي» .

.....

السؤال الرابع:

أثناء فحص جودة مياه الشرب، لاحظ فريق من المختبر أن العينة تحتوي على مواد مذابة بنسب مختلفة، وتم استخدام طرق كيميائية لتحديد هذه المكونات بدقة. استنتج اسم فرع الكيمياء المناسب لهذه الحالة، وفسّر كيف تساعد الكيمياء في ضمان سلامة مياه الشرب وصحة الإنسان؟

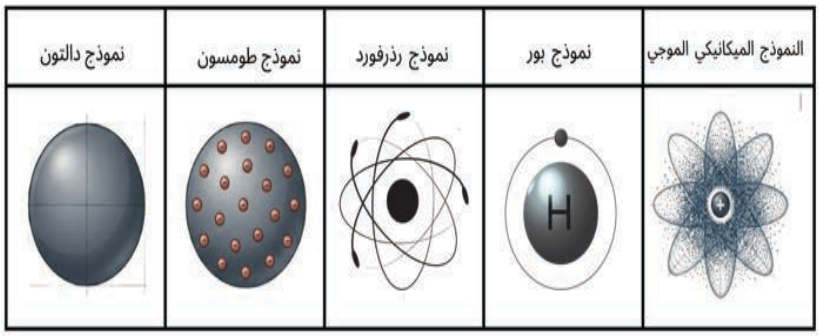
.....

.....

.....

الدرس [1-2]

تطوّر النمـــــــاذج الذريـــــة
The Evolution of Atomic Models



منذ أن خلق الله الإنسان في هذا الكون، لم يتوقف عقله عن التساؤل والسعي لفهم مكونات هذا الوجود وأسراره.

كيف تتكوّن وتتشكل الأشـيـاء؟ ولمـاذا تختلف خصائصها؟

هذه الأسئلة البسيطة قادت العلماء في رحلةٍ علميّةٍ مدهشةٍ استمرت عقودًا. كانت من محطاتها نماذج ذرية متعاقبة.

لقد طوّر العلماء نموذج الذرة عبر التاريخ (ديموقريطس، أرسطو، دالتون، طومسون، رذرفورد، بور، شرودنغر). فمن خلال نتائج هذه التجارب وُضع تصوّر للذرة وشكلها ومكوناتها.

برأيك، لماذا لم يكتفِ العلماء بنموذج واحد للذرة؟

ماذا سأتعلم ؟

- التطوّر التاريخي لنموذج الذرة (نموذج رذرفـورد- نموذج بور).
- النمـــــوذج الميكـــانيكي الموجي.

كيف سأتعلم ؟

- أشرح تطوّر النماذج الذريّة.
- أُوضح كيف ساهمت هذه النماذج في فهم تركيب الذرة.
- أصف تركيب الذرة وفق النموذج الميكانيكي الموجي.

نشاط...

باستخدام الأدوات التي أمامك كوّن نموذجًا للذرة :

الأدوات:

- ثلاث كرات كُتِب عليها (بروتون، نيوترون، إلكترون).
- ثلاث بطاقات كُتِب عليها نوع الشحنة (±، +، −).
- بطاقة لنموذج الذرة موضَّحٌ فيها موقع النواة ومستويات الطاقة.

والمطلوب:

1 - لصق بطاقة الشحنة على الكرة المناسبة لها.

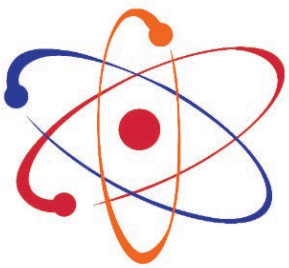
2 - وضع كل كرة في مكانها المناسب على بطاقة نموذج الذرة.

ماذا تعلمت من هذا النشاط؟

.....

تتكون الذرة من نواة تحتوي على نوعين من الجسيمات الأساسية هما : البروتونات (موجبة الشحنة)، والنيوترونات (متعادلة الشحنة)، وحول النواة تدور الإلكترونات (سالبة الشحنة).

ستقتصر دراستنا في هذا الفصل على بعض النماذج الذرية وهي : نموذج رذرفورد ، نموذج بور لذرة الهيدروجين ، النموذج الميكانيكي الموجي للذرة، والنموذج الكَمّي للذرة.



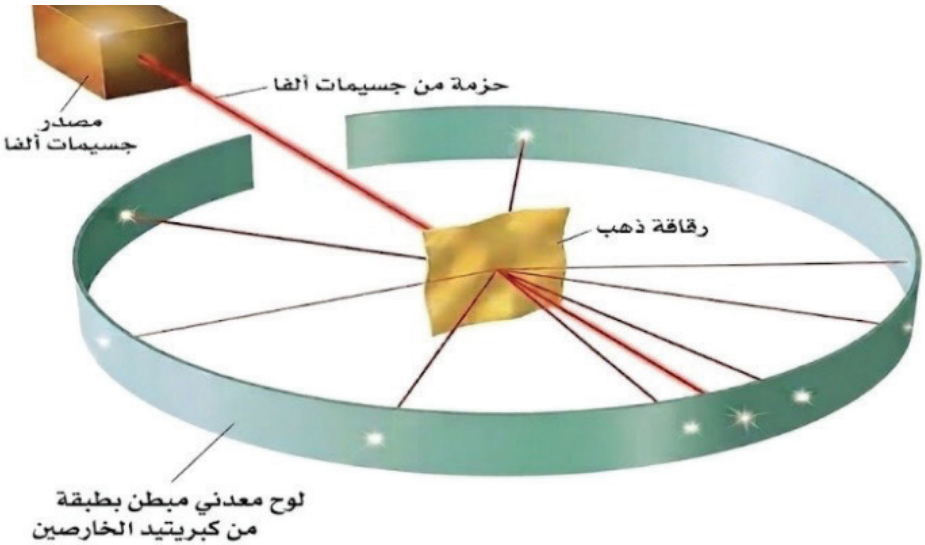
شكل(1)
نموذج رذرفورد

1 - نموذج رذرفورد للذرة. Rutherford's Model

في عام 1909 كان العالمان جيجر و مارسدن H.Geiger & E.Marsden يجريان تحت إشراف الفيزيائي الإنجليزي أرنست رذرفورد Ernest Rutherford بحثًا يتعلق بدراسة اختراق الأشعة المختلفة للأجسام الصلبة، وكانت التجربة التي تم إجراؤها كالتالي:

1 – سمح لجسيمات ألفا الموجبة (α) أن تصطدم بلوح معدني مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين وتم تحديد موضع وعدد جسيمات ألفا بدلالة الومضات التي ظهرت على اللوح.

2 – وضعت رقاقة الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدني. ويوضح الشكل (2) نموذج لتجربة رذرفورد:



شكل(2)

بعد إجراء التجربة توصل العلماء إلى المشاهدات والاستنتاجات التالية كما في الجدول (2):

المشاهدة	الاستنتاج
نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال رقاقة الذهب دون أي انحراف في مسارها (علل).	الذرة معظمها **فراغ**.
انحراف عدد قليل من جسيمات ألفا عن مسارها بعد اصطدامها برقاقة الذهب(علل).	الذرة تحوي جسيماً مشحوناً بشحنة **موجبة** (النواة) مشابهة لشحنة جسيمات ألفا، لذلك تنافرت معها.
ارتداد عدد قليل جدًا من جسيمات ألفا في اتجاه مصدرها، بعد اصطدامها برقاقة الذهب (علل).	يوجد بالذرة جزء يشغل حيزًا صغيرًا جدًا بالنسبة لحجم الذرة **يتركز فيه معظم كتلة الذرة**. (النواة).

جدول (2)

وعلى الرغم من نجاح التجربة في ذلك الوقت، فقد واجه هذا النموذج بعض الاعتراضات التي لم يستطع رذرفورد وفريقه الإجابة عليها وهي :

– اعترض العلماء على تفسير (رذرفورد) لكيفية دوران الإلكترونات حول النواة، وتشبيهه دورانها بدوران الكواكب حول الشمس . وذلك لسببين هما :

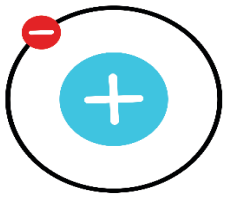
أ– الإلكترونات جسيمات تحمل شحنة كهربائية أما الكواكب فهي متعادلة الشحنة.

ب– قوانين علم الفيزياء توضح أن :عند حركة الإلكترونات حول النواة في مدار دائري تفقد طاقة باستمرار بسبب حركتها . ومع فقدان هذه الطاقة تقل سرعة دورانها تدريجيًا، فتقل قوة الطرد المركزي لها، وتتغلب قوة جذب النواة للإلكترونات على قوة الطرد المركزي لها، فتتحرك في مسار حلزوني حتى تلتصق بالنواة وتنهار الذرة. وهذا بالطبع لا يحدث إذ أن الذرة في الحقيقة لا تنهار.

2 – نموذج بور لذرة الهيدروجين Bohr's Model of Hydrogen Atom

في عام 1913 اختار بور في نموذجه للذرة أبسط الذرات وهي ذرة الهيدروجين للتغلب على الاعتراضات التي وجهت لنموذج (رذرفورد) للذرة .

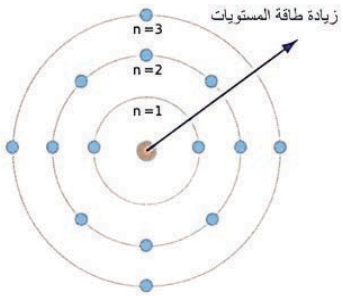
وقد استعان بور بنتائج أبحاث العلماء عن طيف الانبعاث الذري في وضع نموذجه للذرة لتفسير كيفية دوران الإلكترون حول النواة دون أن يفقد طاقة.



شكل (3)
نموذج بور لذرة للهيدروجين

وتتلخص فروض نظرية نموذج (بور) في التالي:

1 – تدور الإلكترونات حول نواة الذرة في مستويات طاقة معيّنة دون أن تكتسب أو تنطلق منها طاقة (لها طاقة ثابتة)، يطلق على هذه المستويات اسم مستويات الطاقة الرئيسية.



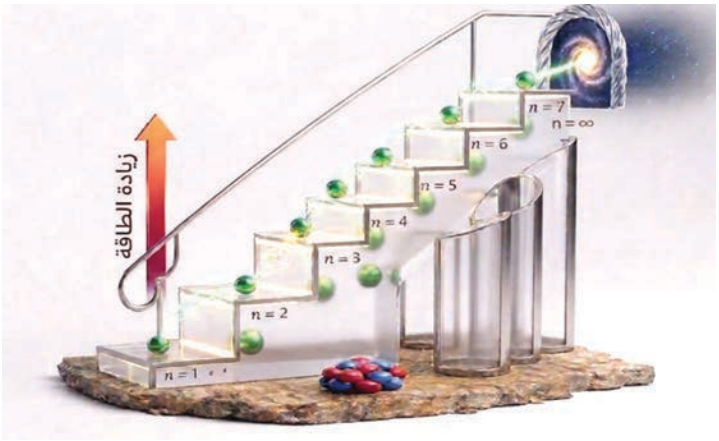
شكل (4)

2 – يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.

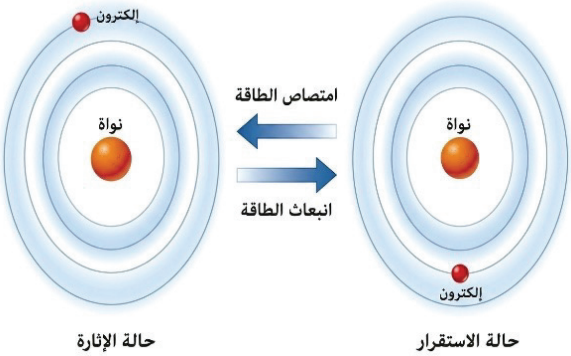
3 – عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات) التي تدور حول النواة يساوي عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) داخل النواة. (الذرة متعادلة كهربائيًّا) (علل).

4 – كل مستوى طاقة رئيسي يعبر عنه بعدد صحيح ويرمز له بالرمز (n)، وتتوقف طاقة المستوى على مدى قربه أو بعده عن النواة حيث تزداد طاقة المستوى بزيادة بعده عن النواة. كما في الشكل (4).

5 – إذا اكتسب (امتص) الإلكترون طاقة معينة فإنه ينتقل من المستوى الذي يشغله إلى المستوى الأعلى منه في الطاقة، أي ينتقل من حالته المستقرة إلى الحالة المثارة غير المستقرة ويعود إلى حالته المستقرة عندما تنطلق منه الطاقة التي اكتسبها كما في الشكل (5).



شكل (5)



شكل (6)

يوضح جدول (3) الفرق بين مفهومي الذرة المستقرة والذرة المثارة، كما يوضح الشكل (6) شكل كلًّا منهما:

الذرة المستقرة	الذرة المثارة
الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث ترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا.	الذرة التي اكتسبت (امتصت) كمية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.

جدول (3)

إضاءات

قد تعتقد أن البروتونات والنيوترونات هي أصغر مكونات النواة، لكن العلم الحديث كشف لنا مفاجأة مذهلة! في عام 1968، أثبتت التجارب باستخدام مسرعات الجسيمات أن البروتونات والنيوترونات ليست جسيمات أولية (بسيطة)، بل هي كيانات معقدة تتكون من جسيمات أصغر وأكثر دقة تُسمى الكواركات (Quarks).

ما هي الكواركات؟

– هي اللبنات الأساسية التي تبني البروتون والنيوترون، وتربطها مع بعضها بقوى كبيرة. واكتشف العلماء أن:

- البروتون: يتكون من ثلاثة كواركات.
- النيوترون: يتكون أيضاً من ثلاثة كواركات، ولكن بترتيب مختلف.

وواجه نموذج بور بعض الاعتراضات التي لم يستطع تفسيرها وهي:

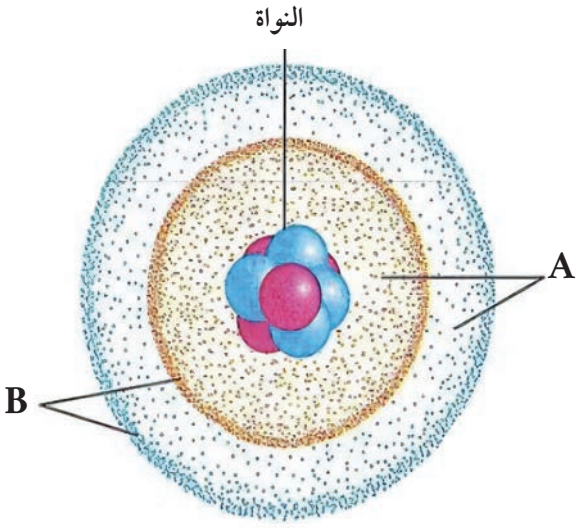
- طُبق نموذج بور على ذرة الهيدروجين، وهي أبسط الذرات، إلا أنه فشل في تفسير بعض الظواهر مثل طيف الانبعاث الذري للذرات التي تحتوي على عدد أكبر من الإلكترونات.

3 - النموذج الميكانيكي الموجي للذرة The Quantum Mechanical Model of Atom

في عام 1923 دفعت أوجه القصور في نموذج بور لذرة الهيدروجين بالعلماء إلى إجراء تعديلات عليه، وبناءً على أفكار بلانك، أينشتاين، دي برولي، وهايزنبرج، فقد أسهم العالم النمساوي شرود نغر في:

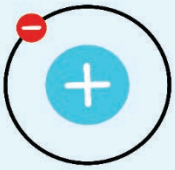
- تأسيس النظرية الميكانيكية للذرة.
- وضع المعادلة الموجية التي تطبق على حركة الإلكترون في الذرة. والتي يمكن عن طريقها تحديد:
  - السعة القصوى للإلكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي.
  - مناطق الفراغ حول النواة التي يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي.

وقد غيرت المعادلة الموجية مفهومنا لحركة الإلكترونات حول النواة، فبعد أن كنا نعرف أن الإلكترونات تدور في مستويات طاقة محددة ، أصبح لدينا مفهومين جديدين مترابطين في وصف مناطق احتمال وجود الإلكترونات وهما السحابة الإلكترونية والأفلاك الذرية كما في الشكل(7):

A		B
السحابة الإلكترونية Electron Cloud	 شكل (7)	**الأفلاك الذرية** Atomic Orbitals
مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات.		مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها.

كيف يمكنك تصميم نموذج ابتكاري يعكس فهمك للنموذج الميكانيكي الكمي للذرة ؟

قارن بين النماذج التالية:

وجه المقارنة		
اسم النموذج		
الفروض		
الاعتراضات		

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	الذرة التي امتصت كمّية معينة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.	.....
2	الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث ترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا.	.....

السؤال الثاني: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسبًا :

1 – عند تسليط جسيمات ألفا على رقاقة من الذهب فإن معظمها.....

2 – من الاعتراضات التي وجهت لنموذج رذرفورد للذرة أن الإلكترون أثناء دورانه حول النواة..... طاقة.

السؤال الثالث: علل لما يلي تعليلًا علميًّا سليمًا:

1 – ارتداد عدد قليل جدًّا من جسيمات ألفا في اتجاه مصدرها بعد اصطدامها برقاقة الذهب.

.....

2 – الذرة متعادلة كهربائيًا.

.....

السؤال الرابع: أجب عما يلي:

وفق نموذج رذرفورد، تتحرك الإلكترونات حول النواة في مسارات دائرية، ومع ذلك لم تنهار الذرة. أعد صياغة هذه العبارة بشكل علمي صحيح وفق نموذج بور، موضحًا كيف يفسّر استقرار الذرة بطريقة مختلفة؟

.....

.....

الدرس [1-3]

أعـــــداد الْـكَـــم

Quantum Numbers

لو طُلب منك أن تَصِف موقعك بالتحديد ...

هل يكفي أن تقول:«أنا في المدرسة»؟

بالطبع لن يكون الوصف دقيق...

ستقول : في المدرسة، في الطابق الثاني، في الصف العاشر، في المقعد الثالث...

و ربما تحدد الجهة أيضًا...

أين توجد الإلكترونات في ذرة ما ؟

ماذا سأتعلم ؟

- أعداد الكم الأربعة (عدد الكم الرئيسي ، عدد الكم الزّاوي ، عدد الكم المغناطيسي ، عدد الكم المِغْزَلي).

كيف سأتعلم ؟

- أقارن بين أعداد الكم من حيث التعريف.
- أستنتج قيم أعداد الكم الأربعة.

نشاط...

ضع القلم على الطاولة، اكتب خمس جمل توضح (تصف) مكان القلم لشخص من خارج المدرسة (في كل جملة وَصْف واحد).

.....

.....

.....

.....

.....

- ماذا تعلمت من هذا النشاط؟

.....

.....

كلما أردت تحديد الموقع بدقّة، ستحتاج معلومات أكثر.

الآن تخيل أنك تحاول تحديد موقع إلكترون داخل الذرة ...

تكمن المشكلة في أنّ الإلكترون أصغر من أن يُرى، وأسرع من أن نحدّد مكانه.

فكيف استطاع العلماء وصف مكانه ؟

حالة الإلكترون

هي الوصف الكامل لوضع الإلكترون داخل الذرة من حيث الطاقة، الموقع و الاتجاه. و يتم تحديدها باستخدام أعداد الكم.

لوصف حالة الإلكترون في أيّ ذرة ، تُستخدم أعداد تُعرف بأعداد الكَمْ وهي **أربعة**، تصِف **بُعد الإلكترون** عن النواة وطاقته و**شكل الفلك** الذي يوجد به الإلكترون و**اتجاه الفلك الذري** بالنسبة للنواة، وأخيرًا **حركة الدوران المِغْزَلِيَّة** الذّاتية للإلكترون.

1 – عدد الكَمْ الرئيسي (n) Principle Quantum Number

يرمز **لعدد الكَمْ الرئيسي** بالرمز (n) ، وهو «عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي ويحدّد بُعده عن النواة»، ويأخذ قيمًا صحيحة تساوي 1 ، 2 ، 3 ، 4 ، ... إلى مالانهاية، وهي تمثل أرقام مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات وعددها (7) مستويات وهي المعروفة حتى الآن. ولكل مستوى طاقة رئيسي رمزٌ خاصٌ به، كما هو موضح في الجدول (4):

رمز مستوى الطاقة الرئيسي	K	L	M	N	O	P	Q
قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n)	1	2	3	4	5	6	7

جدول (4)

تعلّمت فيما سبق أن العالم (بور) في نموذجه عيّن مستويات الطاقة الرئيسية التي تشغلها الإلكترونات، ويشير عدد الكَمْ الرئيسي إلى حجم المستوى (مقدار اتساع منطقة احتمال وجود الإلكترون حول النواة) وطاقته؛ إذ كلما ازدادت قيمة (n) زاد حجم المستوى و زادت طاقة الإلكترون في هذا المستوى.

الجدول (5) يقارن بين مستوى الطاقة الرئيسي الأول و السابع من حيث الطاقة و حجم المستوى.

وجه المقارنة	n = 1	n = 7
الطاقة (أعلى – أقل)	أقل	أعلى
حجم مستوى الطاقة الرئيسي (أكبر– أصغر)	أصغر	أكبر

جدول (5)

2 – عدد الكَمْ الزّاوي(ℓ) Angular Momentum Quantum Number

يرمز **لعدد الكَمْ الزاوي** بالحرف (ℓ) وهو «عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي، كما يحدد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون»، ويأخذ قيمًا صحيحة تتراوح من الصفر إلى القيمة (n–1) أيّ يأخذ عدد الكَمْ الزاوي القيم من المتتالية : صفر، 1 ، 2 ، ...

وتأخذ تحت مستويات الطاقة الرئيسية الرموز s , p , d , f ولكل تحت مستوى طاقة قيمة عدد كَمْ زاوي (ℓ)خاصة به كما في جدول (6) :

قيمة عدد الكَمْ الزاوي(ℓ)	رمز تحت مستويات الطاقة
0	s
1	p
2	d
3	f

جدول (6)

جدول (7) يوضح قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n) و قيم عدد الكَمْ الزاوي(ℓ)، بالإضافة الى رموز مستويات الطاقة الرئيسية وتحت مستويات الطاقة لكل منها:

قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n)	رمز مستوى الطاقة الرئيسي	قيم عدد الكَمْ الزاوي (ℓ)	رموز تحت مستويات الطاقة
1	K	0	1s
2	L	0 1	2s 2p
3	M	0 1 2	3s 3p 3d
4	N	0 1 2 3	4s 4p 4d 4f

جدول (7)

لاحظ من الجدول (7)
أن كل مستوى طاقة رئيسي يحتوي على عدد من تحت المستويات يساوي رقمه

تمرين (1)

أكمل العبارات التالية بما يناسبها علميًّا :

1 – قيم عدد الكَمْ الزاوي المحتملة في مستوى الطاقة الرئيسي (M) .....

2 – إذا كانت قيمة n = 2 ، وقيمة ℓ = 0 .فإن هذا يعني تحت مستوى الطاقة .....

3 – في تحت مستوى الطاقة 3p تكون قيمة n =.....، ℓ = ...

3 – عدد الكَمْ المغناطيسي Magnetic Quantum Number

ملاحظة
كل فلك يملأ بإلكترونين كحد أقصى.

يرمز **لعـدد الكَمْ المغناطيسي** بالرمز (m_ℓ) ، ويأخـذ قيمًا صحيحـة تتراوح مـن ($-\ell$ إلى $+\ell$) مرورًا بالصفر، وهو «عدد يحدد اتجاه الفلك الذري في الفراغ داخل تحت مستوى الطاقة» وتستخدم قيم عدد الكَمْ المغناطيسي لتحديد اتجاه وأعداد الأفلاك لتحت مستويات الطاقة.

الجدول (8) يوضح تحت مستويات الطاقة وقيم عدد الكَمْ الزّاوي، المغناطيسي، عدد الأفلاك، وأقصى عدد من الإلكترونات لكل تحت مستوى طاقة:

تحت مستوى الطاقة	عدد الكَمْ الزاوي (ℓ)	عدد الكَمْ المغناطيسي (m_ℓ)	عدد الأفلاك	أقصى عدد من الإلكترونات
s	0	0	1	2
p	1	+1 , 0 , - 1	3	6
d	2	+2 , +1 , 0 , -1 ,-2	5	10
f	3	+3 , +2 , +1 , 0 , - 1 , - 2 , - 3	7	14

جدول (8)

تمرين (2)

علل لما يأتي تعليلاً علميًّا سليمًا:

1 – تحت مستوى الطاقة (s) يحتوي فلك واحد.

.....

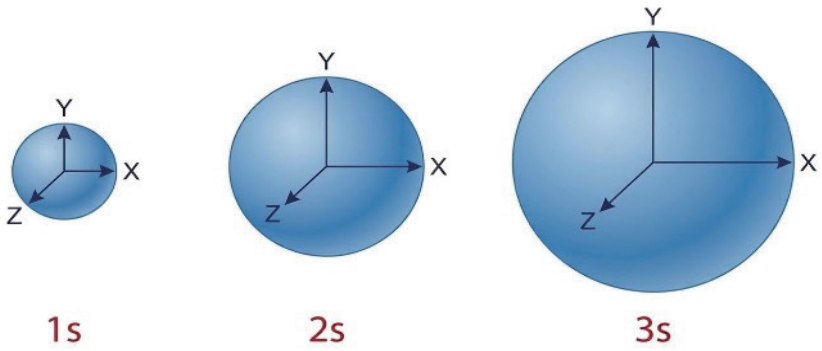
2 – تحت مستوى الطاقة (d) يملأ بعشرة إلكترونات كحد أقصى.

.....

❖ أشكال أفلاك تحت مستويات الطاقة :

– فلك تحت مستوى الطاقة (s)

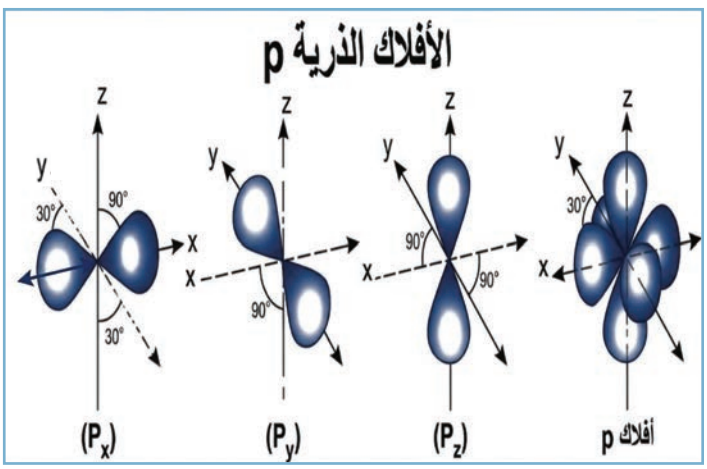
فلك واحد، كروي الشكل، وتمثل سحابته الإلكترونية احتمال وجود الإلكترون حول النواة بشكل متساوٍ في جميع الاتجاهات. كما في الشكل(8).

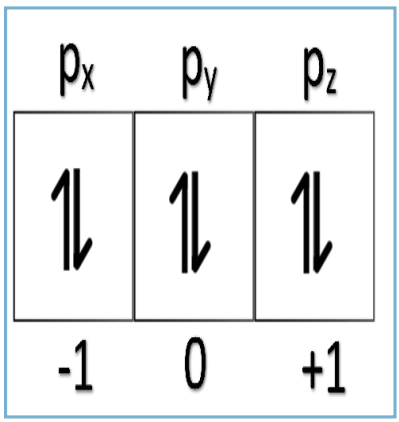


شكل(8)

– فلك تحت مستوى الطاقة (p)

ينقسم تحت مستوى الطاقة (p) إلى ثلاثة أفلاك متساوية في الطاقة لمستوى الطاقة الرئيسي الواحد، لكل فلك اتجاه مختلف في الفراغ، فالكثافة الإلكترونية حول كل فلك ذري تأخذ شكل فصين متقابلين عند الرأس، حيث تنعدم الكثافة الإلكترونية. يمكن رسم أفلاك تحت مستوى الطاقة (p) على ثلاثة محاور (p_x , p_y , p_z) كما بالشكل (9):





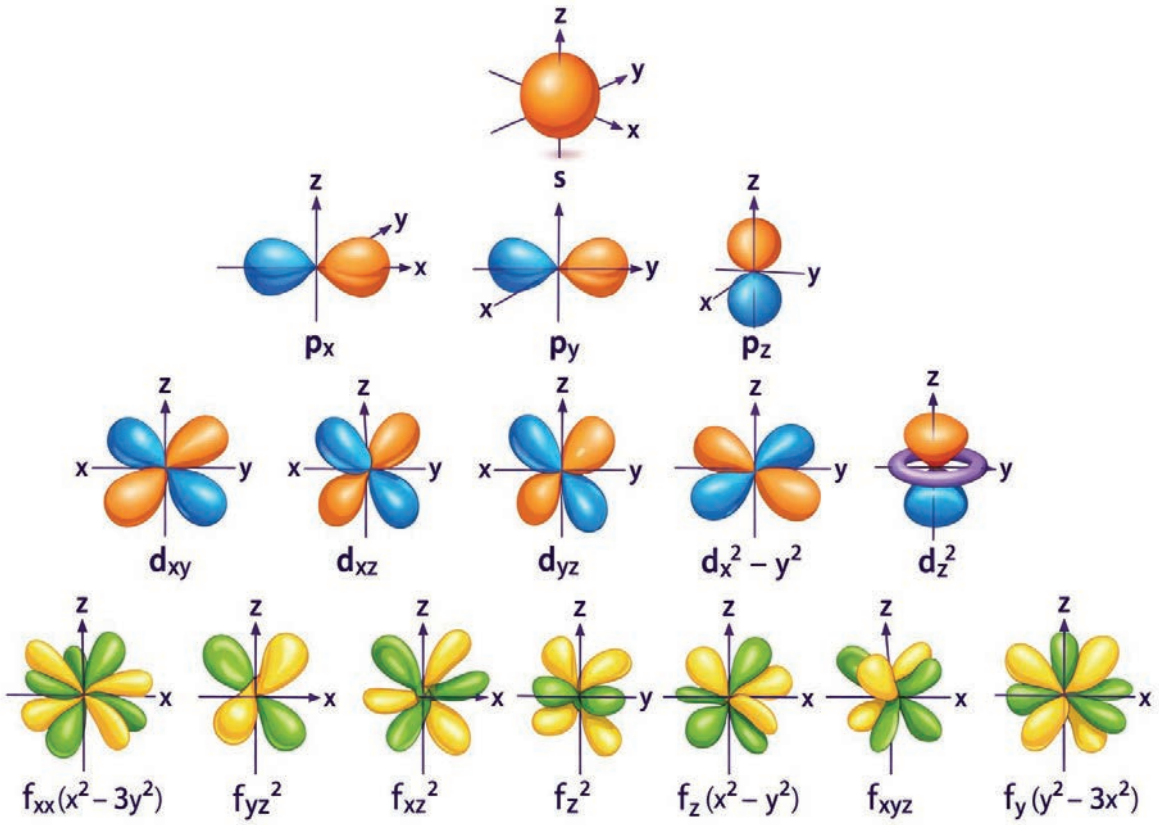
شكل(9)

- أفلاك تحت مستوى الطاقة (d)

ينقسم تحت مستوى الطاقة (d) إلى خمسة أفلاك، متساوية في الطاقة لمستوى الطاقة الرئيسي الواحد ومختلفة الاتجاه في الفراغ، أشكال أفلاكه أكثر تعقيدًا من أفلاك (s و p)، أربعة أفلاك متشابهة يكون شكلها يشبه زهرة رباعية البتلات، أما الفلك الخامس يتكون من فصين وحلقة حول المركز. كما هو موضح في شكل (10).

- أفلاك تحت مستوى الطاقة (f)

ينقسم تحت مستوى الطاقة إلى سبعة أفلاك متساوية في الطاقة لمستوى الطاقة الرئيسي الواحد ومختلفة الاتجاه في الفراغ، وتتميز بأن أشكالها معقدة ومتعددة الفصوص. كما هو موضح في شكل (10).



جدول (10)

و يمكننا معرفة العدد الأقصى من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في كل مستوى طاقة رئيسي في الذرة من العلاقة ($2n^2$)، كما في الجدول (9):

رمز مستوى الطاقة الرئيسي	K	L	M	N
قيم عدد الكَمْ الرئيسي (n)	1	2	3	4
عدد الإلكترونات الأقصى	2	8	18	32

شكل (9)

ملاحظة

لحساب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي نستخدم العلاقة :

عدد الافلاك = n^2

(حيث n هي قيمة عدد الكَمْ الرئيسي)

مثال (1)

احسب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني، و اذكر رموز تحت مستويات الطاقة.

الحـــل:

بما أن (n=2) وباستخدام العلاقة: عدد الأفلاك = n^2 = $(2)^2$ = 4 أفلاك

رموز تحت مستوى الطاقة في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني هي : 2s، 2p

تمرين (3)

احسب عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي M، واذكر رموز تحت مستويات الطاقة فيه.

.....

.....

.....

4 – عدد الكَمْ المغزلي (m_s) Spin Quantum Number

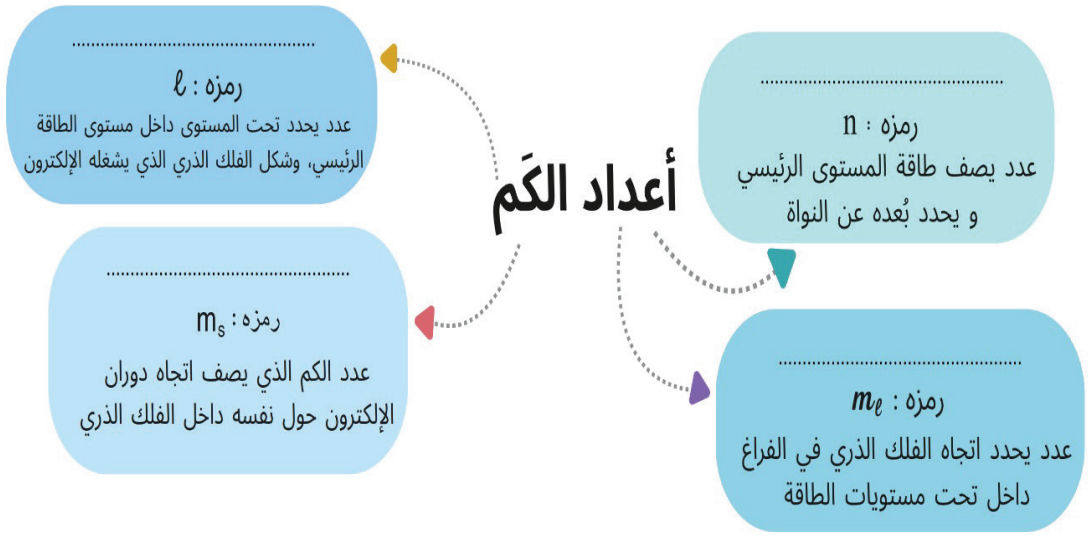
يرمز **لعدد الكَمْ المغزلي** بالرمز m_s ، و هو «عدد الكَمْ الذي يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه داخل الفلك الذري» و يأخذ عدد الكَمْ المغزلي قيمتين فقط هما (½ - , ½ +)، و تصف كل من القيمتين الحركة المغزلية للإلكترون أي دورانه حول محوره داخل الفلك الذري الواحد، قد يكون في اتجاه دوران عقارب الساعة و يُعطى ذلك الاتجاه إشارةً موجبة، أو عكس دوران عقارب الساعة و يُعطى ذلك الاتجاه إشارةً سالبة، وعند وجود إلكترونان في نفس الفلك الذري تكون الحركة المغزلية لأحد الإلكترونين عكس الحركة المغزلية للآخر، ونتيجة لدوران الإلكترونين حول محورهما في الفلك الذري نفسه باتجاهين متعاكسين ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه مما يقلل التنافر بينهما فيتجاذبان، وذلك يساعد على وجود الإلكترونين في الفلك نفسه.

تمرين (4)

رمز مستوى الطاقة الرئيسي	قيم عدد الكم الرئيسي (n)	رموز تحت مستويات الطاقة	قيم عدد الكم الزّاوي (ℓ)	قيم عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ)	عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي (n^2)	العدد الأقصى للإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي ($2n^2$)
K	.....	.....	0	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....	.....	.....	8
M	.....	3s, 3p, 3d	.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....	.....	16	32

أكمل خريطة المفاهيم التالية مستعيناً بالمفاهيم بين الأقواس:

(عدد الكم الرئيسي – عدد الكم الزّاوي – عدد الكم المغناطيسي – عدد الكم المغزلي)



إن الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة للعناصر المعروفة هي s , p , d , f ولكن بالتطبيق الرياضي للنموذج الميكانيكي الكمي للذرة، يظهر احتمالات رياضية لتحت مستويات الطاقة وهي i , h , g في المستويات الرئيسية العليا.

عدد الأفلاك	قيمة (ℓ)	رمز تحت مستوى الطاقة
1	0	s
3	1	p
5	2	d
7	3	f
9	4	g
11	5	h
13	6	i

و الآن هل تستطيع أن تحدد نظريًّا عدد الإلكترونات التي يمكن أن يشغلها مستوى الطاقة الرئيسي الخامس؟

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي و يحدد بُعده عن النواة.	.....
2	عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي، كما يحدّد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون.	.....

السؤال الثاني: أجب على الأسئلة التالية :

م	في مستوى الطاقة الرئيسي $n = 4$	
1	عدد تحت مستويات الطاقة .	.....
2	عدد الأفلاك.	.....
3	أقصى عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يمتلئ به هذا المستوى.	.....
4	قيم عدد الكَمْ الزاوي المحتملة في هذا المستوى.	.....

السؤال الثالث: أجب عما يلي :

فلك واحد فيه إلكترون له قيمة عدد كم مغزلي $m_s = +½$. فإذا أردنا إضافة إلكترون ثاني لنفس الفلك، ما هي قيمة m_s له؟ فسر اجابتك.

.....

.....

.....

الدرس [1-4]

قواعـــــد الترتـيـب الإلكتروني في الذرات

Electrons Configuration in Atoms

هل نستطيع الانتقال من الطابق الأول إلى الطابق الثالث في المنزل مباشرة دون المرور بالطابق الثاني باستخدام السلم ؟

تتصرف الإلكترونات في الذرات بطريقة مشابهة لانتقالنا عبر السلالم إلى الطوابق العليا، فهي تشغل مستويات الطاقة الرئيسية الأقل أولًا، ثم تنتقل إلى مستويات الطاقة الرئيسية الأعلى، وهذه إحدى قواعد ترتيب الإلكترونات في الذرة.

ماذا تتوقع أن تكون القواعد الأخرى لترتيب الإلكترونات في الذرات؟

ماذا سأتعلم ؟

- قواعد الترتيب الإلكتروني في تحت مستويات الطاقة (مبدأ أوفباو، مبدأ مادلنج، قاعدة هوند، مبدأ الاستبعاد لباولي).

كيف سأتعلم ؟

- أرتب إلكترونات العناصر حســـب قواعــد الترتيب الإلكتروني.

نشاط...

لديك ثلاثة كؤوس مختلفة الأحجام عليها بطاقات تحمل الأرقام 1 ،2 ، 3 ، وخمسة كرات تمثّل الإلكترونات.

المطلوب :

وزّع الكرات داخل الكؤوس، واذكر الطريقة التي اتبعتها في التوزيع .

.....

نستنتج أن الإلكترونات لا تتوزّع عشوائيًا، بل تترتّب في مستويات الطاقة الرئيسية وتحت مستويات الطاقة وفق قواعد ترتيبٍ محدّدةٍ تبدأ بالأقل طاقة فالأعلى. فما هي هذه القواعد ؟

1 – **مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)** Aufbau Principle

2 – **قاعدة مادلنج** Madelung's rule

3 – **قاعدة هوند** Hund's Rule

4 – **مبدأ الاستبعاد لباولي** Pauli's Exclusion Principle

ملاحظة

أوفباو كلمة باللغة الألمانية تعني البناء أو التركيب التدريجي (البناء التصاعدي)

1 – مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) Aufbau Principle

ينص **مبدأ أوفباو** على أن :« مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولًا ».

فمستوى الطاقة الرئيسي الأول (n = 1) يملأ أولًا لأنه أقلها طاقة وهو أقرب المستويات إلى النواة ثم يليه المستوى (n = 2) ثم المستوى (n = 3) وهكذا.

2 – قاعدة مادلنج Madelung's rule

تنص **قاعدة مادلنج** على أن :«تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عددي الكَمْ الرئيسي والزّاوي (n+ℓ) له أقل يملأ بالإلكترونات أولًا، فإذا تساوى تحت مستويين في مجموع قيمة (n+ℓ) ، فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل قيمة عدد كَمْ رئيسي (n) يملأ بالإلكترونات أولًا ».

وهذه القاعدة توضّح حقيقة علمية وهي أن ميل الإلكترونات لشغل مستويات الطاقة الأقرب للنواة (الأقل طاقة) يؤدي إلى استقرار الذرات.

فمثالًا على ذلك :

يتم ترتيب الإلكترونات في تحت مستويات الطاقة كَما في الجدول (10) :

مجموع (n+ℓ)	تحت مستوى الطاقة
2 + 1 = 3	2p
3 + 1 = 4	3p
4 + 0 = 4	4s
3 + 2 = 5	3d

زيادة الطاقة (أقل استقرارًا)

جدول (10)

نلاحظ من الجدول (10):

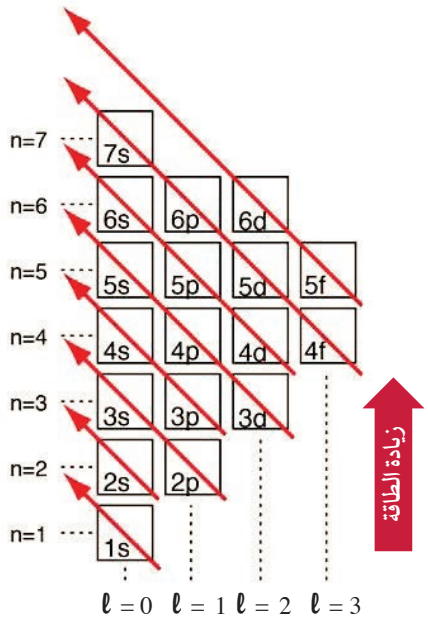
1 – تحت مستوى الطاقة 2p يملأ بالإلكترونات أولًا.

(علل) يرجع ذلك إلى قاعدة مادلنج، حيث مجموع قيمة (n+ℓ) له أقل فيملأ بالإلكترونات أولًا.

2 – يملأ تحت مستوى الطاقة 4s قبل تحت مستوى الطاقة 3d.

(علل) لأن مجموع قيمة (n+ℓ) لتحت المستوى 4s أقل فيملأ أولًا بالإلكترونات.

3 – يملأ تحت مستوى الطاقة 3p قبل تحت مستوى الطاقة 4s.(علل) في حالة التساوي في مجموع قيمة (n+ℓ)، ولأن قيمة n لتحت المستوى 3p أقل فيملأ أولًا بالإلكترونات.



الشكل(11)

مثال (1)

رتّب تحت مستويات الطاقة التالية تصاعديًّا من حيث أولوية امتلائها بالإلكترونات

6s , 4p , 3d , 4f

الحـل :

قيمة مجموع ($n + \ell$) لتحت مستوى الطاقة 6s = 6 + 0 = 6

قيمة مجموع ($n + \ell$) لتحت مستوى الطاقة 4p = 4 + 1 = 5

قيمة مجموع ($n + \ell$) لتحت مستوى الطاقة 3d = 3 + 2 = 5

قيمة مجموع ($n + \ell$) لتحت مستوى الطاقة 4f = 4 + 3 = 7

وبذلك يكون ترتيب امتلاء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات كالتالي :

3d ثم 4p ثم 6s ثم 4f

تمرين (1)

أي من تحت مستويات الطاقة التالية يملأ بالإلكترونات أولًا، مع ذكر السبب:

5f أم 6p

.....

.....

.....

بناءً على ما سبق يتم ترتيب تحت مستويات الطاقة تصاعديًا تبعًا للطاقة كالتالي :

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$, ...

مثال(2)

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة للعناصر التالية:

الحـل :

$_{11}Na$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
$_{21}Sc$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
$_{36}Kr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

تمرين(2)

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة للعناصر التالية :

$_{12}Mg$	
$_{19}K$	
$_{26}Fe$	
$_{35}Br$	

ترتبط قواعد الترتيب الإلكتروني ارتباطًا وثيقًا بالعديد من العلوم الأخرى؛ إذ تعتمد على مبادئ فيزياء الكم التي تفسّر ترتيب الإلكترونات في مستويات الطاقة الرئيسية المختلفة. كما تسهم في فهم تكوين الروابط الكيميائية في الجزيئات الحيوية في علم الأحياء، وتفسّر آلية عمل كثير من الأدوية في الطب. كذلك تساعد في تفسير الأطياف الذرية المستخدمة في دراسة النجوم والمعادن في علوم الأرض والفضاء، وتُعد أساسًا في تطوير التقنيات الحديثة مثل أشباه الموصلات والليزر. لذلك يُعد الترتيب الإلكتروني نقطة التقاء مهمة بين الكيمياء والعلوم المختلفة.

3 – قاعدة هوند Hund's Rule

هذه القاعدة خاصة بترتيب الإلكترونات في أفلاك تحت مستوى الطاقة الذي يتكوّن من عدّة أفلاك.

تنص **قاعدة هوند** على أنه : «لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معيّن يتكوّن من عدة أفلاك إلّا بعد أن تُشغل أفلاكه فرادى أولًا، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس».

قواعد ملء تحت مستويات الطاقة بالإلكترونات، تبعًا لقاعدة هوند :

1 – يتتابع امتلاء الأفلاك لتحت مستوى الطاقة الواحد بالإلكترونات بشكلٍ فرديٍّ أولًا وتكون الحركة المغزلية في الاتجاه نفسه.

1		
p_x		

1	1	
p_x	p_y	

1	1	1
p_x	p_y	p_z

2 – يبدأ الازدواج في أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد بعد شغل جميع أفلاكه فرادى أولًا ويكون غزل إلكترونَيْ الفلك الواحد باتجاه معاكس.

1↓	1	1
p_x	p_y	p_z

1↓	1↓	1
p_x	p_y	p_z

1↓	1↓	1↓
p_x	p_y	p_z

مثال(3)

اكتب الترتيب الإلكتروني لذرة النيتروجين ($_7N$) حسب الأفلاك.

الحـــل:

ذرة النيتروجين تحتوي على(7) إلكترونات، فعند ملء أفلاك تحت مستوى الطاقة 2p تُملأ أفلاكه الثلاثة p_x ، p_y ، p_z فرادى كل منها بإلكترون.

1	1	1
$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$

1↓
$2s^2$

1↓
$1s^2$

– عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) = 3 (الإلكترون المفرد : إلكترون واحد في كل فلك)

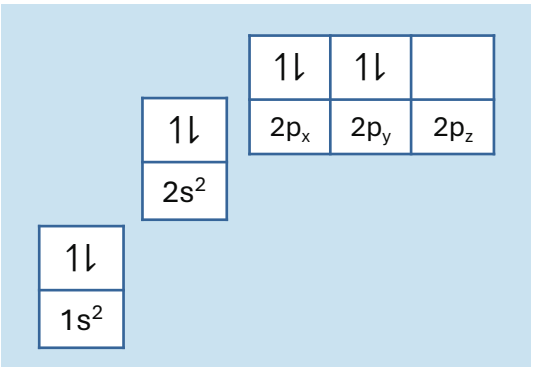
– عدد أزواج الإلكترونات = 2 (أزواج الإلكترونات : عدد الأفلاك المكتملة)

– عدد الإلكترونات المزدوجة = 4 (عدد الإلكترونات المزدوجة: مجموع الإلكترونات في الأفلاك المكتملة)

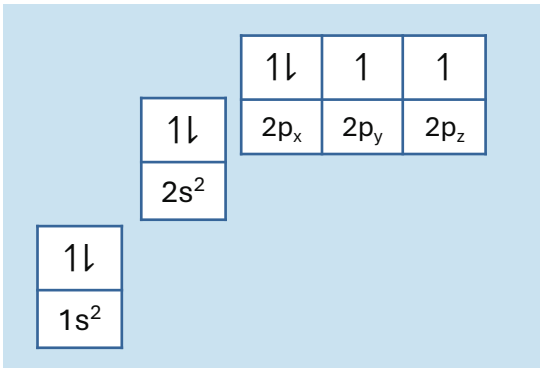
تمرين (3)

أي الترتيبين التاليين يمثل الترتيب الإلكتروني الصحيح حسب الأفلاك لذرة عنصر الأكسجين ($_8O$) مع ذكر السبب.

A



B



1 – الشكل الذي يمثل الترتيب الصحيح هو (A-B) .....

2 – السبب:

.....

.....

تمرين (4)

في ذرة الألومنيوم ($_{13}Al$) ، المطلوب:

1 – اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة .

.....

2 – اكتب الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك .

.....

3 – عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة).

.....

4 – عدد الإلكترونات المزدوجة :..... 5 – عدد أزواج الإلكترونات :.....

4 – مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli's Exclusion Principle

ينص **مبدأ الاستبعاد لباولي** «في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما قيم أعداد الكَمْ الأربعة نفسها».

مثال(4)

حدد قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في تحت مستوى الطاقة $1s^2$

الحـــل:

1↓
$1s^2$

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول (1)	1	0	0	+½
الإلكترون الثاني (↓)	1	0	0	-½

يتضح من الجدول أن إلكتروني تحت مستوى الطاقة $1s^2$ يتفقان في قيم أعداد الكم (n ، ℓ ، m_ℓ) ويختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي m_s .

مثال (5)

حدد قيم أعداد الكم الأربعة للإلكترونين في تحت مستوى الطاقة $2p^2$

الحـــل:

1	1	
p_x	p_y	p_z

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول (1)	2	1	-1	+½
الإلكترون الثاني (1)	2	1	0	+½

يتفق الإلكترونان في تحت مستوى الطاقة $2p^2$ في قيم أعداد الكم (n ، ℓ ، m_s) ويختلفان في عدد الكم المغناطيسي ورمزه m_ℓ .

تمرين (5)

رتب إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة $2p_x^2$ حسب الأفلاك، وحدد قيم أعداد الكم الأربعة لهما

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول (1)				
الإلكترون الثاني (ا)				

يتفق الإلكترونان في فلك تحت مستوى الطاقة $2p_x^2$ في قيم أعداد الكم .....

ويختلفان في عدد الكم ..... ورمزه ..... .

تمرين (6)

اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

أقصى عدد من الإلكترونات التي لها الغزل نفسه في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني (n = 2)

(وضح إجابتك بكتابة تحت مستويات الطاقة حسب الأفلاك)

3 ☐ 4 ☐ 5 ☐ 6 ☐

وضح إجابتك :.....

دعنا نلخص ما سبق:

1 – إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة ns^2 يختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي m_s.

2 – إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة (np_x^2 أو np_y^2 أو np_z^2) يختلفان في قيمة عدد الكم المغزلي m_s.

3 – إلكتروني فلك تحت مستوى الطاقة np^2 يختلفان في قيمة عدد الكم المغناطيسي m_ℓ.

السؤال الأول : لديك عنصر افتراضي $_{12}X$ والمطلوب :

1 – الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة.

.....

2 – الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك.

.....

.....

.....

3 – عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) .....

4 – عدد الإلكترونات المزدوجة .....

5 – يختلف الإلكترونان في آخر تحت مستوى طاقة يملأ بالإلكترونات في قيمة عدد الكم .....

السؤال الثاني : اكتب الترتيب الإلكتروني لذرة الفلور ($_9F$) حسب الأفلاك.

.....

.....

.....

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولًا.	.....
2	لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معين يتكون من عدة أفلاك إلا بعد أن تشغل أفلاكه فرادى أولًا، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس.	.....

السؤال الثاني: ضع علامة(✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (✗) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي :

1 – عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) في ذرة الفوسفور ($_{15}P$) يساوي 2. ( )

السؤال الثالث: أجب عما يلي:

قام أحد المتعلمين بكتابة الترتيب الإلكتروني لعنصر التيتانيوم $_{22}Ti$ على النحو التالي:

$$1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ \ 3s^2\ \ 3p^6\ 3d^4$$

مستعيناً بقواعد الترتيب الإلكتروني، اكتشف الخطأ العلمي في هذا الترتيب، ثم حدّد القاعدة التي خالفها المتعلّم، واكتب الترتيب الإلكتروني الصحيح.

.....

.....

.....

الدرس [1-5]

تطبيقات على قواعد الترتيب الإلكتروني

Applications on Electronic Configuration Rules

في حياتنا اليومية لا يمكن أن تسير الأمور بنجاح من غير ترتيب، فنحن نرتب كتبنا في المكتبة، وننظم مقاعد المتعلمين في الفصل، ونضع الملابس في أماكنها المناسبة؛لأن الترتيب يجعل الوصول سهلا، ولو اختل هذا الترتيب لعمت الفوضى، وكما أن حياتنا تحتاج إلى نظام وترتيب، فإن الذرات أيضًا تتبع نظامًا دقيقًا في ترتيب إلكتروناتها حول النواة، فلا تترتب الإلكترونات عشوائيًا، بل تنتقل وفق قواعد محددة تُعرف بقواعد الترتيب الإلكتروني. وهذا النظام الدقيق هو الذي يفسر خواص العناصر وسلوكها الكيميائي، ويكشف لنا أهمية التنظيم في عالمنا .

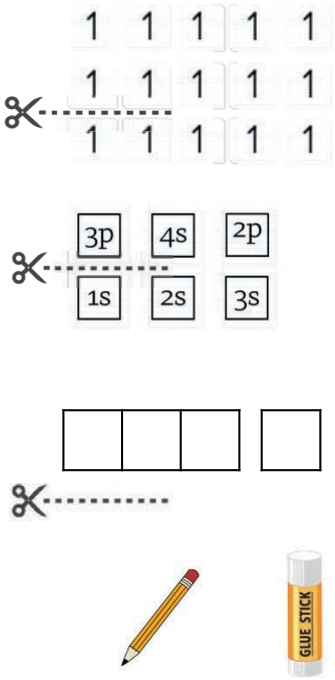
ماذا سأتعلم ؟

- تطبيق قواعد الترتيب الإلكتروني.

كيف سأتعلم ؟

- أطبق قواعد الترتيب الإلكتروني (مبدأ أوفباو، قاعدة مادلنج ، قاعدة هوند، مبدأ الاستبعاد لباولي) لعناصر مختلفة من الجدول الدوري.

نشاط...



تخيّل أنك ضمن فريق من العلماء ، و مهمتكم بناء نموذج لذرة عنصر الفوسفور ($_{15}P$)، باستخدام بطاقات تمثل تحت مستويات الطاقة و أفلاك مختلفة وعدد من الإلكترونات، كيف سيتم ترتيب هذه الإلكترونات بشكل صحيح داخل الذرة؟

هل يمكنك وضع الإلكترونات في أيّ فلك عشوائياً ؟

(نعم / لا) .....

ماذا تعلمت من هذا النشاط؟

.....

.....

ترتَّب الإلكترونات في ذرات العناصر وفق قواعد محددة (أوفباو ، مادلنج، هوند، و باولي) التي تساعدنا على فهم التركيب الإلكتروني لذرة العنصر.

مثال(1)

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية لذرة عنصر الصوديوم:

الحـــل:

- رمز عنصر الصوديوم (Na) - العدد الذري = 11 إذن لديه 11 إلكترونًا

باستخدام مبدأ أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي) يتم ترتيب الإلكترونات من المستويات الأقل طاقة إلى المستويات الأعلى طاقة.

نُرتب كالتالي : المستوى الأول ($2e^-$) ، المستوى الثاني ($8e^-$) ، المستوى الثالث ($1e^-$)

اذن الترتيب حسب مستويات الطاقة الرئيسية : 2 , 8 , 1

تمرين (1)

اكتب الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر التالية حسب مستويات الطاقة الرئيسية:

1 - الأكسجين ($_8O$)

.....

2 - البوتاسيوم ($_{19}K$)

.....

❖ **كيف تترتب الإلكترونات حسب تحت مستويات الطاقة؟**

مثال (2)

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرات العناصر التالية :

الحـــل :

الليثيوم : $(_3Li) : 1s^2\ 2s^1$

الفاناديوم : $(_{23}V) : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$

تمرين (2)

اكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرات العناصر التالية :

$_{17}Cl$	
$_{30}Zn$	

مثال (3)

حدد العدد الذري لذرة العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $2p^3$

الحـــل :

لتحديد العدد الذري لذرة العنصر:

1 - يُكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة : $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

2 - يُجمع عدد الإلكترونات الموجودة في كل تحت مستوى طاقة $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$$2 + 2 + 3 = 7$$

العدد الذري = 7

❖ **كيف تترتب الإلكترونات حسب الأفلاك؟**

مثال(4)

رتب الإلكترونات في ذرة الليثيوم $_3Li$ حسب الأفلاك .

الحـــل :

1 - يُكتب الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة : $1s^2\ 2s^1$

2 - تُرسم الأفلاك لتحت مستويات الطاقة و ترتب فيها الإلكترونات حسب القواعد.

1
$2s^1$

1↓
$1s^2$

تمرين (3)

وضح ما يلي :

1 – الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر البورون ($_5B$) حسب الأفلاك.

.....

2 – الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الكلور ($_{17}Cl$) حسب الأفلاك.

.....

❖ كيف تترتب الإلكترونات حسب أقرب غاز نبيل؟

لترتيب الإلكترونات حسب تحت مستويات الطاقة لأقرب غاز نبيل :

1 – يُكتب بين قوسين مربعين رمز الغاز النبيل الذي يسبق العنصر مباشرةً.

2 – يُستكمل ترتيب الإلكترونات المتبقية من العدد الذري للعنصر .

$ns^x\ np^y$.... [أقرب غاز نبيل يسبق العنصر]

مثال (5)

رتب الإلكترونات في ذرة عنصر الصوديوم $_{11}Na$ حسب أقرب غاز نبيل .

الحـــل:

1 – الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة: $[1s^2\ 2s^2\ 2p^6]\ 3s^1$

لاحظ أن الترتيب بين القوسين المربعين هو الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الأقرب للصوديوم.

2 – أقرب غاز نبيل (الغاز الذي يسبق العنصر) : النيون $_{10}Ne$

3 – نطرح العدد الذري للغاز النبيل من العدد الذري للعنصر، فيكون الناتج هو عدد الإلكترونات التي نكتبها بعد رمز الغاز النبيل.

لاحظ أن عدد الإلكترونات المتبقية بعد عملية الطرح ($1e^-$) و هو نفس عدد الإلكترونات الموجودة خارج القوسين المربعين.

الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل : $[Ne]3s^1$

مثال (6)

رتب الإلكترونات في ذرة عنصر الكالسيوم $_{20}Ca$ حسب أقرب غاز نبيل :

الحـــل :

الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل : $[Ar]\ 4s^2$

تمرين (4)

أكتب الترتيب الإلكتروني لكل من ذرات العناصر التالية حسب أقرب غاز نبيل:

1 - $_4Be$: .....

2 - $_{15}P$: .....

❖ استثناءات الترتيب الإلكتروني لبعض ذرات العناصر

وفق قواعد الترتيب الإلكتروني تملأ الإلكترونات تحت مستويات الطاقة الأقل طاقة أولًا.

لذلك يفترض أن يكون :

- الكروم $_{24}Cr$: $[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$
- النحاس $_{29}Cu$: $[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$

لكن الترتيب الإلكتروني الفعلي لهذه العناصر:

ملاحظة

تستقر العناصر التي تنتهي بتحت مستوى الطاقة (d) عندما يكون نصف ممتلئ أو تام الإمتلاء.

الكروم ($_{24}Cr$) :

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$

$[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

ماذا يحدث في الكروم؟

ينتقل إلكترون واحد من تحت مستوى الطاقة 4s إلى 3d ليصبح تحت مستوى الطاقة d نصف ممتلئ (5 إلكترونات).

السبب :

الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة النصف ممتلئ (d^5) أكثر استقرارًا من (d^4).

النحاس ($_{29}Cu$) :

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

$[Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$

ماذا يحدث في النحاس؟

ينتقل إلكترون واحد من تحت مستوى الطاقة 4s إلى 3d ليصبح تحت مستوى الطاقة d ممتلئًا بالكامل (10 إلكترونات).

السبب :

الترتيب الإلكتروني لتحت مستوى الطاقة الممتلئ تمامًا (d^{10}) أكثر استقرارًا من (d^9)

اكمل الجدول التالي:

الترتيب الالكتروني حسب أقرب غاز نبيل	الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة	الترتيب الالكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية	رمز العنصر	اسم العنصر
$[Ne]3s^23p^2$	.....	.....	.....	السيليكون
.....	.....	2,6	$_8O$	.....

السؤال الأول: املأ الفراغات بما يناسبها علمياً:

1 – عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $3d^1$ يكون عدده الذري .....

2 – اسم العنصر الذي ينتهي ترتيبه الإلكتروني بتحت مستوى الطاقة $3p^4$ .....

السؤال الثاني :أجب عما يلي:

أمامك الترتيب الإلكتروني حسب أقرب غاز نبيل للعنصر نفسه:

A	B
$[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$

أيهما أصح في الترتيب (A-B)؟ ولماذا؟

.....

.....

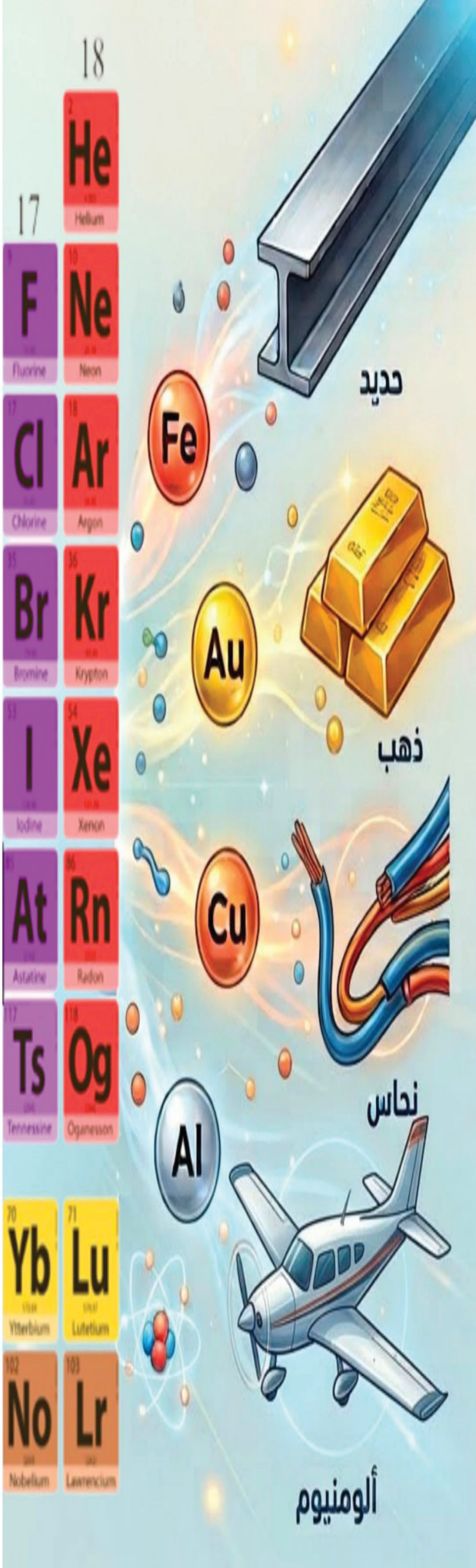
.....

.....

قال تعالى :

﴿لِّيَعْلَمَ أَن قَدْ أَبْلَغُوا رِسَالَاتِ رَبِّهِمْ وَأَحَاطَ بِمَا لَدَيْهِمْ وَأَحْصَىٰ كُلَّ شَيْءٍ عَدَدًا ﴿٢٨﴾﴾

سورة الجن (28)



الفصل الثاني : دورية العناصر
Chapter 2: Periodicity Of Elements

الدرس الأول (2-1): تطوّر الجدول الدوري

Development of the Periodic Table

الدرس الثاني (2-2) : تقسيم العناصر

Classification of the Elements

الدرس الثالث (2-3) الميول الدورية (التدرج في الخواص)

Periodic Trends

الدرس [2-1]

تطوّر الجدول الدوري

Development of the Periodic Table

تخيّل لو طُلب منك ترتيب عشرات العناصر المختلفة، كيف ستبدأ؟

هل ستعتمد على الشكل؟ أم الكتلة؟ أم الخواص؟ وهل يوجد طرق أخرى؟

هذه الأسئلة نفسها حيّرت العلماء لسنوات طويلة، حتى اكتشفوا أن ترتيب العناصر لا يأتي عشوائيًا، بل هناك تكرار وتدرج في خواصها وفق نمط منتظم. ومن هنا بدأت رحلة تطور الجدول الدوري، التي سنكتشفها خطوة بخطوة.

ماذا سأتعلم ؟

- نشأة الجدول الدوري.
- المجموعات والدورات في الجدول الدوري.

كيف سأتعلم ؟

- أصف نشأة الجدول الدوري.
- أحدد مواقع المجموعات والدورات والعناصر الانتقالية في الجدول الدوري.

نشاط...

لديك بطاقات للعناصر التالية:

[Ca , Na , K , Hg , Fe , Br , C , S , Mg]

تحتوي كل بطاقة على الخواص(الكتلة الذرية – اللون – الحالة الفيزيائية) لكل عنصر:

والمطلوب:

– اقترح ترتيب يسهّل دراسة هذه العناصر؟

ماذا تعلمت من هذا النشاط؟

.....

لقد جرت عدة محاولات لتصنيف العناصر الكيميائية، وكان من أبرز هذه المحاولات ما قام به كل من العالم الألماني دو براينر Dobereiner والعالم الإنجليزي نيولاندز Newlands ، ثم العالم الألماني ماير Meyer ، لكن تلك المحاولات لم تتوصل إلى نظام دقيق وواضح لترتيب العناصر .

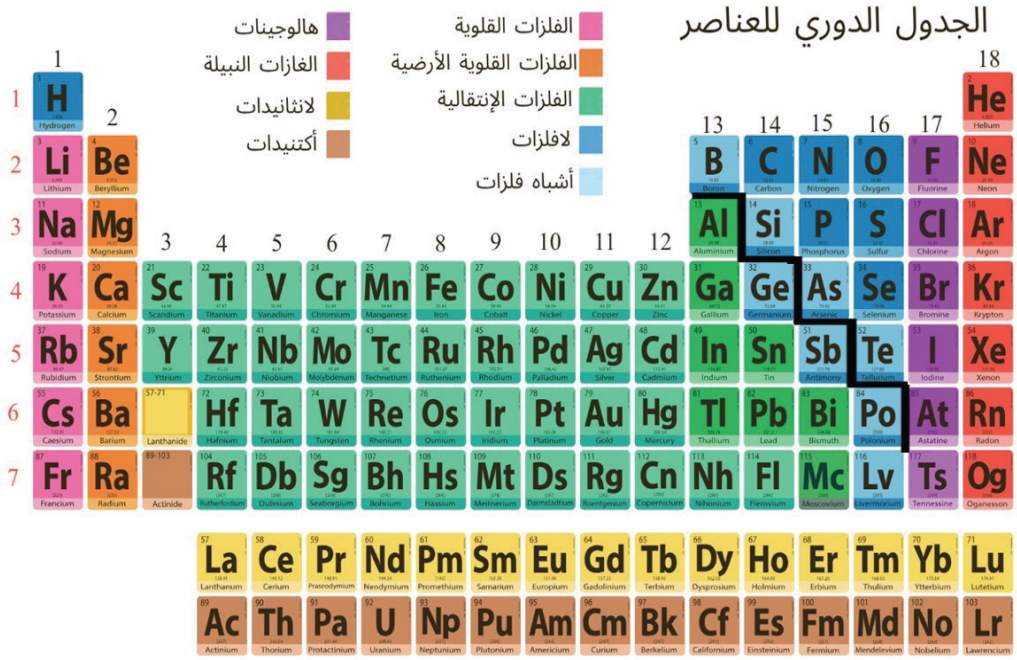
حتى جاء العالم الروسي ديمتري مندليف، الذي كان خلافًا لمن سبقوه، فقد رتب العناصر في صفوف أفقية بحسب التزايد في **الكتل الذرية**، فتكررت خواصها وتكونت أعمدة رأسية تضم عناصر متشابهة في الخواص الفيزيائية والكيميائية ، وترك في جدوله أماكن شاغرة لعناصر تنبأ باكتشافها مستقبلًا. كما في الشكل (12)

Reihen	Gruppo I. — R^1O	Gruppo II. — RO	Gruppo III. — R^2O^3	Gruppo IV. RH^4 RO^2	Gruppo V. RH^3 R^2O^5	Gruppo VI. RH^2 RO^3	Gruppo VII. RH R^2O^7	Gruppo VIII. — RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

شكل(12) يمثل جدول العناصر لمندليف

❖ الجدول الدوري الحديث : The Modern Periodic Table

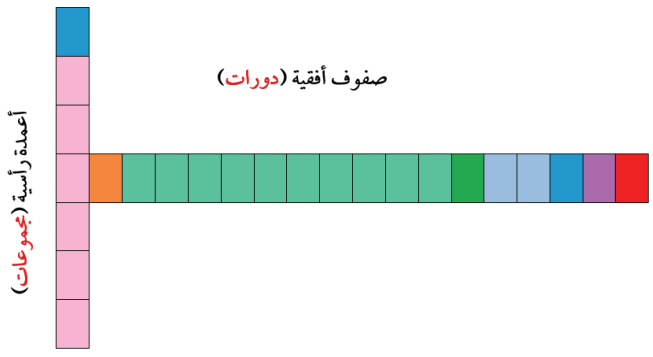
تمت عدة تعديلات على جدول مندليف وأصبح التصنيف حسب **الأعداد الذرية** للعناصر، وباكتشاف تحت مستويات الطاقة والأفلاك أضيفت معلومات أكثر وأدق على الجدول وتم تعديله إلى ما يعرف بالجدول الدوري الحديث شكل (13)، وترتَّبت العناصر بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه ببروتون واحد. وينص **القانون الدوري** على أنه « عند ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية».



شكل(13) يمثل الجدول الدوري الحديث

❖ مم يتكون الجدول الدوري الحديث ؟

يتكون الجدول الدوري الحديث من صفوف أفقية تسمى دورات، وأعمدة رأسية تسمى مجموعات. كما في الشكل(14)



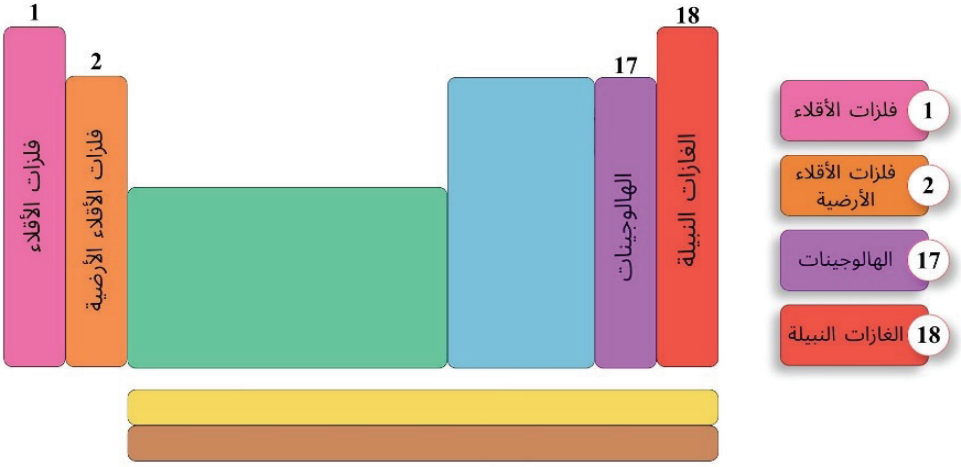
شكل(14)

المجموعات Groups

يتكون الجدول الدوري من **ثمانية عشر عمودًا رأسيًا** تتشابه فيها عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية (علل) بسبب تشابهها بالتركيب الإلكتروني. فمثلًا المجموعة الأولى (فلزات الأقلاء) تتشابه خواصها الكيميائية لأن تركيبها الإلكتروني ينتهي بتحت المستوى ns^1 ، وكذلك المجموعة الثامنة عشر (الغازات النبيلة) تتشابه في الخواص الكيميائية لأن تركيبها الإلكتروني ينتهي بتحت المستوى np^6 ماعدا الهيليوم .

كما يلاحظ في عناصر المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري أن كل عنصر يزيد عن العنصر الذي يسبقه بمستوى طاقة رئيسي واحد.

تتميز بعض مجموعات الجدول الدوري بأسماء خاصة كما في الشكل (15) :



شكل (15)

مما سبق ما هي المجموعة؟

المجموعة هي « العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري».

تُصنّف العناصر في الجدول الدوري الحديث إلى ثلاث فئات : هي **الفلزات، اللافلزات، وأشباه الفلزات**.ويفصل بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري خط متعرج، حيث تقع الفلزات إلى يسار هذا الخط واللافلزات إلى **يمينه**، بينما تقع أشباه الفلزات على **جانبي الخط المتعرج** مباشرة. كما في الشكل (13) .

الدورات Periods

يتكون الجدول الدوري من **سبع صفوف أفقية**، تترتب العناصر فيها حسب التركيب الإلكتروني لها، فتبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات، فتبدأ بعنصر من فلزات الأقلاء ويتتابع ملء تحت مستويات الطاقة التي يتكون منها مستوى الطاقة الرئيسي حتى نصل إلى العنصر الأخير من الغازات النبيلة في نفس الدورة .

أي أن عدد مستويات الطاقة الرئيسية في الدورة الواحدة ثابت ويساوي رقم الدورة.

كما يلاحظ من ذلك ظهور تدرج في الخواص الكيميائية خلال الدورة الواحدة، لأنها تتدرج في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الخارجي لها .

مما سبق يتبين لنا أن **الدورة** هي « الصف الأفقي من العناصر في الجدول الدوري ».

يحتوي الجدول الدوري على نوعين من الدورات حسب عدد العناصر في كل دورة :

1 – دورات قصيرة (الدورة الأولى، الثانية، والثالثة) .

2 – دورات طويلة (الدورة الرابعة، الخامسة، السادسة، والسابعة). ويمثل الجدول (11) عدد العناصر في كل دورة .

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	8	18	18	32	32

جدول (11)

باستخدام برامج الذكاء الاصطناعي صمّم جدولًا مبتكرًا يسهّل دراسة عناصر الجدول الدوري الحديث وناقشه مع معلم الفصل وزملاؤك.

السؤال الأول: أكمل ما يلي بما يناسبه:

الاسم المميز للمجموعة رقم (1)	الاسم المميز للمجموعة رقم (2) .....
عدد المجموعات في الجدول الدوري	
الاسم المميز للمجموعة رقم (17)	الاسم المميز للمجموعة رقم (18) .....

الأنتيمون (الإثمد) عنصر شبه فلزي رمزه Sb وعدده الذري 51، يتميز بلونه الفضي اللامع وهشاشته وكونه موصلًا ضعيفًا للحرارة والكهرباء، ويقع ضمن المجموعة (15) والدورة الخامسة. عُرف الأنتيمون منذ العصور القديمة؛ فقد استُخدم مسحوقه الأسود في مستحضرات التجميل والطب الشعبي، ثم أصبح اليوم مكوّنًا مهمًا في كثير من التطبيقات الحديثة مثل مثبطات اللهب، وسبائك الرصاص في البطاريات، وبعض المكوّنات الإلكترونية، مما يجعل هذا العنصر مثالًا على انتقال المادة نفسها من دور تقليدي بسيط إلى دور صناعي وتقني متقدم مع تطوّر المعرفة البشرية.

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	عند ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية.	.....
2	العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري.	.....

السؤال الثاني: لديك العناصر الافتراضية التالية والترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية لها:

القائمة (أ)	
العنصر	الترتيب الإلكتروني
Q	2, 1
M	2, 8, 1
X	2, 8, 8, 1

القائمة (ب)	
العنصر	الترتيب الإلكتروني
D	2, 8, 2
Z	2, 8, 3
G	2, 8, 4

1 – ما المشترك بين العنصرين (Z - M)؟

.....

2 – لماذا وضعت عناصر القائمة (أ) مع بعضها ؟

.....

3 – القائمة التي تمثل عناصر في دورة واحدة (أ – ب) ..... والقائمة التي تمثل عناصر في مجموعة واحدة (أ – ب) .....

السؤال الثالث: أجب عما يلي:

لاحظ عالم كيمياء أن عناصر مثل الكلور(غاز)، الفلور(غاز)، اليود (صلب) والبروم (سائل) تُظهر سلوكًا كيميائيًّا متشابهًا رغم اختلافها في بعض الخواص الفيزيائية.

استنتج مما درست السبب العلمي لهذا التشابه في السلوك الكيميائي.

.....

.....

الدرس [2-2]

تقسيم العناصر
Classification of the Elements

في اليوم الأول لك في المرحلة الثانوية، وعند دخولك المدرسة طلب منك أحد المعلمين أن تصطف في الطابور الخاص بفصلك. وعندما وصلت إلى ساحة المدرسة وجدت الأجنحة مرتبة حسب الصفوف.

فماذا ستفعل؟ على أي أساس ستختار الجناح؟

لا بد أنك ستتّجه بشكل تلقائي إلى الجناح الذي يخص فصلك، لأن كل مجموعة من المتعلمين تنتمي إلى مكان محدد يجمع من يتشابهون في الصف الدراسي نفسه.

ماذا سأتعلم ؟

- تقسيم العناصر من خلال الترتيب الإلكتروني إلى غازات نبيلة، عناصر مُمثِّلة، عناصر انتقالية، وعناصر انتقالية داخلية.
- تحديد موقع العنصر في الدورة والمجموعة.

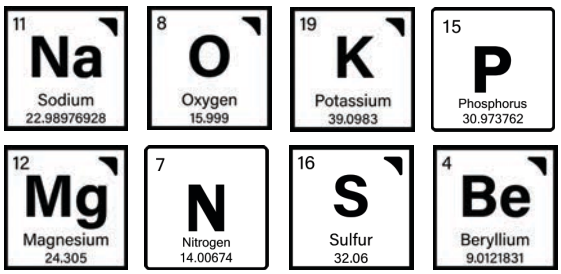
كيف سأتعلم ؟

- أصنف العناصر من خلال الترتيب الإلكتروني إلى غازات نبيلة، عناصر مُمثِّلة، عناصر انتقالية، وعناصر انتقالية داخلية.
- أحدد موقع العنصر في الدورة والمجموعة.

نشاط...

لديك نموذج لدورتين من الجدول الدوري الحديث مفرغة من عناصرها :

ولديك العناصر التالية:



والمطلوب:

- ضع هذه العناصر حسب تصنيفك في الدورة المفرغة.

ماذا تعلمت من هذا النشاط؟

.....

.....

كما هو الحال بالنسبة للمتعلم وفصله، كذلك في الجدول الدوري؛ فقد قسّم العلماء العناصر إلى قطاعات حسب تحت مستويات الطاقة إلى قطاع s ، قطاع p ، قطاع d، وقطاع f، بحيث يجتمع كل نوع من العناصر في مكان يناسب خصائصه وصفاته المتشابهة بناءً على الترتيب الالكتروني له. وفي هذا الدرس سنتعرف كيفية تقسيم العناصر تبعًا لترتيبها الإلكتروني، وكيف يساعدنا ذلك في فهم خواصها وموقعها في الجدول الدوري.

❖ تقسيم قطاعات الجدول الدوري:

يُقسم الجدول الدوري إلى أربع قطاعات رئيسية بناءً على نوع تحت مستويات الطاقة (s, p, d, f) التي تشغلها إلكترونات المستوى الخارجي.

عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (s):

- الترتيب الإلكتروني: ينتهي الترتيب الإلكتروني لعناصرها بتحت مستويات الطاقة (ns^1 وns^2) .
- المحتوى : تسمى عناصر هذه المجموعات بـــ العناصر المُمَثِّلة تضم المجموعتين 1 و2، بالإضافة إلى عنصر الهيليوم (المجموعة 18).

عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (p):

- الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (p) تدريجيًّا حتى يكتمل (من np^1 إلى np^6).
- المحتوى: تسمى عناصر هذه المجموعات بـــ العناصر المُمَثِّلة تضم المجموعات من 13 إلى 18 (باستثناء الهيليوم).

عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (d):

- الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (d) تدريجيًّا حتى يكتمل(من nd^1 إلى nd^{10}).
- المحتوى : تسمى عناصر هذه المجموعات بـــ العناصر الانتقالية الرئيسية، وتتكون من 10 أعمدة رأسية.

عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (f):

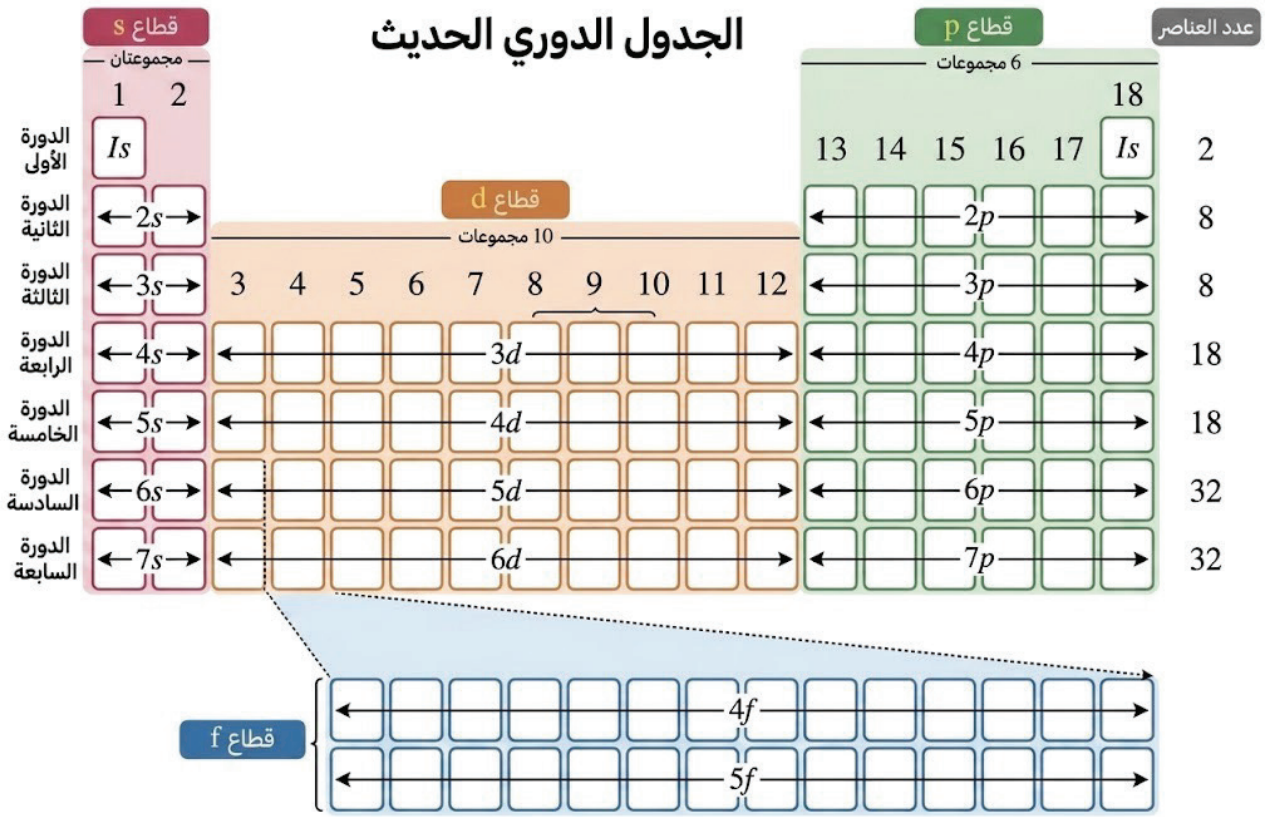
- الترتيب الإلكتروني: يمتلئ تحت مستوى الطاقة (f) تدريجيًّا حتى يكتمل (من nf^1 إلى nf^{14}).
- المحتوى: تسمى عناصرها بـــ العناصر الانتقالية الداخلية.

وتتكون من سلسلتين من عناصر الدورتين السادسة والسابعة تقع أسفل الجدول الدوري وهما:

- **اللانثانيدات:** من عناصر الدورة السادسة يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة 4f تدريجيًا بالإلكترونات، وسميت هذه العناصر باللانثانيدات (علل) لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر اللانثانيوم ($_{57}La$) في الجدول الدوري.

- **الأكتينيدات:** من عناصر الدورة السابعة يبدأ فيها ملء تحت مستوى الطاقة 5f تدريجيًا بالإلكترونات، وسميت هذه العناصر بالأكتينيدات (علل) لأنها تأتي مباشرة بعد عنصر الأكتينيوم ($_{89}Ac$) في الجدول الدوري.

ووضعت اللانثانيدات والأكتينيدات في صف أفقي أسفل الجدول الدوري (علل) توفيرًا للمساحة وحفاظًا على تنظيم الجدول الدوري.



الشكل (16)

يوضح قطاعات الجدول الدوري

دعنا نلخص ما سبق:

العناصر المُمَثِّلة : هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (s) وعناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (p) عندما تملأ جزئيًا أو كلّيًا بالإلكترونات، وتضم المجموعتين 1و2 (بالإضافة للهيليوم)، والمجموعات من 13 إلى 18.

العناصر الانتقالية الرئيسية: هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (d) تقع في وسط الجدول الدوري وتضم 10 مجموعات، حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة (d) جزئيًا أو كلّيًا بالإلكترونات.

العناصر الانتقالية الداخلية: هي عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة (f) تقع أسفل الجدول وتضم سلسلتي اللانثانيدات والأكتينيدات، حيث يتم امتلاء تحت مستوى الطاقة (f) جزئيًا أو كلّيًا بالإلكترونات.

❖ تحديد موقع العنصر من ترتيبه الإلكتروني في الجدول الدوري:

يمكنك تحديد موقع أي عنصر في الجدول الدوري بدقة من خلال معرفة ترتيبه الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة.

القواعد المتبعة لتحديد موقع العنصر في الجدول الدوري (الدورة ، والمجموعة):

1 - تحديد رقم الدورة:

- يحدده أكبرقيمة لعدد الكَمْ الرئيسي (n) في الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرة العنصر.
- مثال: ذرة عنصر الصوديوم ($_{11}Na$) ترتيبه $[Ne]\ 3s^1$، أكبر قيمة عدد كَمْ رئيسي له (3)، إذن يقع في الدورة الثالثة.

2 - تحديد رقم المجموعة:

- القاعدة الأولى: إذا انتهى الترتيب الإلكتروني للعنصر بتحت مستوى الطاقة ns^x
  - رقم الدورة = قيمة أكبر عدد كَمْ رئيسي (n)
  - رقم المجموعة = قيمة x

مثال (1)

حدد موقع العناصر التالية:

1 – الصوديوم ($_{11}Na$): الترتيب الإلكتروني له $[Ne]\,3s^1$.

– الدورة: الثالثة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 3$)

– المجموعة : قيمة $x = 1$

∴ يقع عنصر الصوديوم في الدورة الثالثة والمجموعة الأولى.

2 – الكالسيوم ($_{20}Ca$): الترتيب الإلكتروني له $[Ar]\,4s^2$.

– الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)

– المجموعة : قيمة $x = 2$

∴ يقع عنصر الكالسيوم في الدورة الرابعة والمجموعة الثانية.

القاعدة الثانية:

إذا انتهى الترتيب الإلكتروني للعنصر بتحت مستوى الطاقة $ns^2\ np^x$

– رقم الدورة = قيمة أكبر عدد كَمْ رئيسي (n)

– رقم المجموعة = قيمة $x + 12$

مثال (2)

حدد موقع العنصر التالي:

– السيلينيوم($_{34}Se$) :

• الترتيب الإلكتروني له

$[Ar]\,4s^2 3d^{10} 4p^4$.

• الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)

• المجموعة : قيمة $x + 12$ =

$16 = 12 + 4$

∴ يقع عنصر السيلينيوم في الدورة الرابعة والمجموعة 16

مثال (3)

حدد موقع العنصر التالي:

– الجرمانيوم ($_{32}Ge$) :

• الترتيب الإلكتروني له

$[Ar]\,4s^2 3d^{10} 4p^2$.

• الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)

• المجموعة : قيمة $x + 12$ =

$14 = 12 + 2$

∴ يقع عنصر الجرمانيوم في الدورة الرابعة والمجموعة 14

كيف يمكن تحديد موقع عنصر في الجدول الدوري الحديث ينتهي بتحت المستوى d ؟

إذا انتهى الترتيب الإلكتروني للعنصر بتحت مستوى الطاقة (d)

القاعدة: $ns^y\ (n-1)d^x$

- رقم الدورة = قيمة أكبر عدد كَمْ رئيسي (n)
- رقم المجموعة = قيمة $x + y$

مثال:

1 - المنجنيز ($_{25}Mn$): الترتيب الإلكتروني له $[Ar]\ 4s^2 3d^5$.

- الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)
- القطاع : تحت المستوى (d)
- المجموعة : قيمة $x + y = 2 + 5 = 7$

∴ يقع عنصر المنجنيز في الدورة الرابعة والمجموعة 7.

2 - النحاس($_{29}Cu$): الترتيب الإلكتروني له $[Ar]\ 4s^1 3d^{10}$.

- الدورة: الرابعة (قيمة أكبر عدد كم رئيسي $n = 4$)
- القطاع : تحت المستوى (d)
- المجموعة : : قيمة $x + y = 1 + 10 = 11$

∴ يقع عنصر النحاس في الدورة الرابعة والمجموعة 11.

تمرين (1)

حدد موقع العنصر التالي البروم ($_{35}Br$)

1 -الترتيب الإلكتروني له:

.....

2 - الدورة:

.....

3 - المجموعة:

.....

إذا علمت أن العنصر (x) ينتهي ترتيبه الإلكتروني بـــ : ($3p^5$) .

المطلوب:

1 - اسم العنصر:..... ورمزه الكيميائي: .....

2 - نوع العنصر حسب الترتيب الإلكتروني لتحت مستويات الطاقة (المُمَثِّلة - الانتقالية الرئيسية)

3 - يقع العنصر في الدورة : ..... والمجموعة:.....

السؤال الأول :أكمل الفراغات في كل عبارة مما يلي بما يناسبها علميًا:

1 – يصنف العنصر الذي يقع في المجموعة الأولى من الجدول الدوري، من عناصر قطاع تحت مستوى الطاقة.....

2 – عنصر ينتهي ترتيبه الإلكتروني بـ $2p^6$ ، يقع في الدورة .....و المجموعة .....

السؤال الثاني: ضع علامة(✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي:

1 – العنصر الذي عدده الذري 22 ، يعتبر عنصرًا انتقاليًّا رئيسيًّا . ( )

السؤال الثالث : لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{12}Z$, $_{17}A$

والمطلوب:

1 – يقع العنصر $_{12}Z$ في الدورة .....، المجموعة: .....

2 – يعتبر العنصر $_{17}A$ من العناصر (الممثِّلة – الانتقالية الداخلية) .....

السؤال الرابع: أجب عما يلي:

طُلب من مهندس تصميم مبنى جديد للمختبرات في المدرسة على شكل الجدول الدوري الحديث، وقام بتقسيم المبنى إلى أربعة أجنحة رئيسية بناءً على قطاعات العناصر s , p , d , f وأثناء التصميم، وضعت اللوحات الإرشادية التالية على الأجنحة، ولكن بعضها كُتب بشكل خاطئ:

- لوحة الجناح (A) خاصة بالعناصر المُمَثِّلَة التي تنتهي بـتحت المستوى (ns^1 وns^2) وتشمل غاز الهيليوم.
- لوحة الجناح (B) :خاص بالعناصر الانتقالية الرئيسية والتي يتم فيها ملء تحت المستوى f.
- لوحة الجناح (C) :خاص بالعناصر التي تنتهي بـتحت المستوى np^1 إلى np^6 وتضم المجموعات من 13 إلى 18 (باستثناء الهيليوم). **المطلوب** : حدّد اللوحة التي تحتوي على خطأ علمي، وصحّح الكلمة الخاطئة فيها.

.....

.....

الدرس [2-3]

الميول الدورية (التدرج في الخواص)
Periodic Trends

عند تأمل العناصر الكيميائية في الطبيعة، قد يبدو للوهلة الأولى أن تنوع خواصها يحدث بشكل عشوائي، إلّا أنّ التجارب العملية و الدراسات العلمية كشفت عن وجود نمط منتظم يحكم هذا التنوع.

فقد لاحظ العلماء أنّ خواص العناصر لا تتغير عشوائيًّا، بل تتدرج وفق نمط متكرر عند ترتيبها في الجدول الدوري.

هذا النمط المنتظم يثير تساؤلًا مهمًّا:

لماذا تتدرج خواص عناصر الجدول الدوري بصورة دورية؟

ماذا سأتعلم ؟

- نصف القطر الذري (الحجم الذري).
- طاقة التأين.
- طاقة الميل الإلكتروني.
- السالبية الكهربائية.

كيف سأتعلم ؟

- أفسر التدرج في كلًّا من : (نصف القطر الذري، طاقة التأين، طاقة الميل الإلكتروني والسالبية الكهربائية) للعناصر عبر المجموعات والدورات في الجدول الدوري.

نشاط...

لديك كرات مختلفة مثل:

كرة تنس، كرة قدم، كرة جولف ، وكرة بيسبول.

والمطلوب:

رتّب الكرات بطريقتك ؟

ماذا تعلمت من هذا النشاط؟

.....

كَما تختلف الكرات في أحجامها، ألوانها وملمسها، فإنّ الذرات أيضاً تختلف في خواصها، فليست جميع الذرات في الجدول الدوري بالحجم نفسه، بل يتدرج حجمها وفق نمط منتظم.

وسنكتشف أن وراء هذا التدرج أسبابًا مرتبطةً بتركيب الذرة وقوة جذب النواة للإلكترونات في كلٍ من الدورة والمجموعة في الجدول الدوري. وسنتعلم فيما يلي الميول الدورية لعناصر الجدول الدوري (نصف القطر الذري- طاقة التأين- طاقة الميل الإلكتروني -السالبية الكهربائية)

❖ نصف القطر الذري (الحجم الذري) Atomic Radius

شكل (17)

من خلال دراستك للدائرة في مادة الرياضيات، بالاستعانة بالشكل(17)

ما المقصود بنصف قطر الدائرة؟

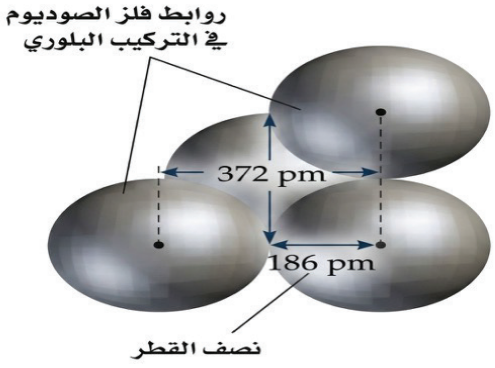
برأيك هل للذرة حدود واضحة تمكننا من قياس نصف قطرها بدقة كما نفعل مع الدائرة؟

في الواقع، من الصعب جدًّا تحديد المسافة بين النواة وأبعد إلكترون عنها (علل)؛ وذلك لسببين رئيسيين:

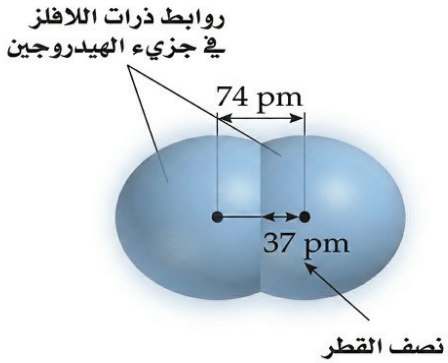
- طبيعة السحابة الإلكترونية: الإلكترونات تتحرك بسرعة هائلة مكونة سحابة إلكترونية تقل كثافتها تدريجيًّا كلما ابتعدنا عن النواة، مما يعني انعدام الحدود الواضحة للذرة.
- حالة الذرات في الطبيعة: معظم ذرات العناصر لا توجد في الطبيعة بصورة منفردة.

إذًا كيف نقيس نصف قطر الذرة (حجم الذرة)؟

نظرًا لأهمية نصف القطر الذري كخاصية فيزيائية في تحديد حجم الذرة وسلوكها الكيميائي، وللتغلب على صعوبة قياس نصف قطر ذرة مفردة، يتم حسابه بطرق تعتمد على نوع العنصر وحالة ترابطه. ففي حالة العناصر الفلزية، يستخدم **نصف القطر الذري الفلزي** والذي يعرّف بأنّه « نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر»، كما هو موضح في الشكل (18)



شكل (18)



شكل (19)

كما يستخدم **نصف القطر الذري اللافلزي** (مثل الجزيئات ثنائية الذرة) الذي يُعرّف بأنه «نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية». كما في الشكل (19).

يقاس نصف القطر الذري بوحدات صغيرة جدًّا نظرً ا لصغر حجم الذرة، وأكثرها شيوعًا البيكومتر(pm).

$$1 \text{ بيكومتر} = 1\text{pm} = 10^{-12}\ \text{m}$$

مثال(1)

إذا علمت أن المسافة بين نواتي ذرتي البروم في جزيء البروم Br_2 هي 228pm
فما هي قيمة نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر؟

الحـــل:

البروم (بوحدة البيكومتر) $= \frac{228}{2} = 114\text{pm}$

تمرين (1)

إذا علمت أن المسافة بين نواتي ذرتي الكلور في جزيء الكلور Cl_2 هي **198pm** .

فما هي قيمة نصف القطر الذري بوحدة البيكومتر؟

.....

التدرج خلال المجموعة:

تمرين (2)

بالاستعانة بالشكل المقابل، أجب عما يلي:

وجه المقارنة	$_3Li$	$_{11}Na$	$_{19}K$
عدد مستويات الطاقة الرئيسية	.....	.....	.....
قيمة نصف القطر الذري	.....	.....	.....

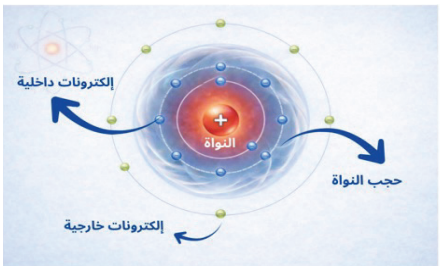
ماذا تستنتج؟

بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية في المجموعة ..... نصف القطر الذري .

بصورة عامة وبفرض عدم وجود استثناءات، كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري)، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، فيزداد تأثير حجب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، وتقل قوة جذب النواة لهذه الإلكترونات، لذلك يزداد نصف القطر الذري.

الحجب

انخفاض تأثير شحنة النواة على الإلكترونات الخارجية نتيجة وجود إلكترونات داخلية تحد من قوة جذب النواة. شكل (20)



شكل (20)

تمرين (3)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{31}Z$ ، $_{13}A$ ، $_{5}X$ المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية: (بفرض عدم وجود استثناءات)

1 – العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري (X –Z)

.....

السبب: .....

.....

2 – العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري (X – A) .....

التدرج خلال الدورة:

تمرين (4)

أمامك جدول لعناصر الدورة الثانية :

أكمل الجدول التالي :

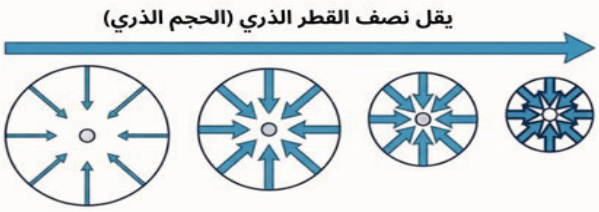
وجه المقارنة	3 Li Lithium	4 Be Beryllium	5 B Boron	6 C Carbon	7 N Nitrogen	8 O Oxygen	9 F Fluorine	10 Ne Neon
الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية	2,1			2,4			2,7	
عدد مستويات الطاقة الرئيسية								
شحنة النواة		+4			+7			+10

ماذا تستنتج؟

بزيادة العدد الذري في الدورة فإن عدد مستويات الطاقة الرئيسية.....بينما شحنة النواة .....

بصورة عامة وبفرض عدم وجود استثناءات، كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري)، يزيد كل عنصر عن الذي يسبقه ببروتون فتزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي، بينما يبقى تأثير الحجب ثابت (بسبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية)، فيقل نصف القطر الذري.

يوضح شكل (21) تدرج نصف القطر الذري (الحجم الذري) خلال الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري.



شكل (21)

تمرين (5)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{10}Z$ ، $_{9}A$ ، $_{3}X$ المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية: (بفرض عدم وجود استثناءات)

1 – العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري (X – A) .....

السبب .....

2 – العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري (X –Z) .....

3 –اسم مجموعة العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري .....

4 – اسم مجموعة العنصر الذي له أصغر نصف قطر ذري.....

دعنا نلخص ما سبق:

1 – يزداد نصف القطر الذري للعناصر تدريجيًّا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.

2 – يقل نصف القطر الذري للعناصر تدريجيًّا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.

3 – مجموعة فلزات الأقلاء لها أكبر نصف قطر ذري في دورتها.

4 – مجموعة الغازات النبيلة لها أصغر نصف قطر ذري في دورتها.

❖ طاقة التأين Ionization Energy

تخيّل أنّ زميلك يُمسك بيدهِ كرة وأنت تحاول أن تنزعها من يده، إذا كان صديقك يمسك الكرة بقوة فستحتاج إلى طاقة أكبر لتأخذها منه، أما إذا كان لا يمسك الكرة بإحكام فستأخذها منه بسهولة.

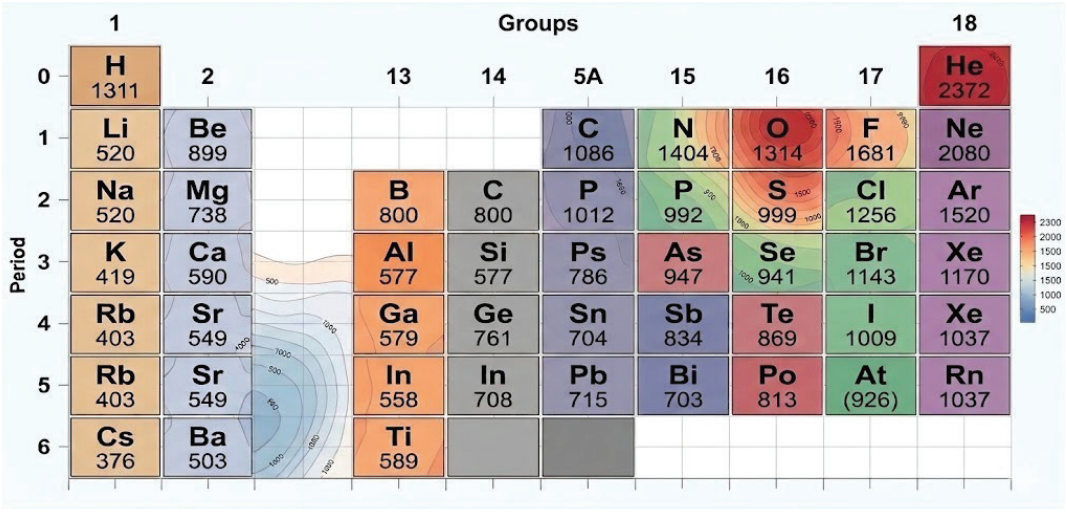
الأمر نفسه يحدث داخل الذرة، فالنواة تجذب الإلكترونات بقوة تعتمد على المسافة بينهما، ولكي ننزع إلكترون من الذرة نحتاج إلى مقدار معين من الطاقة. فإذا مُنحت الذرة طاقة كافية، يمكن نزع إلكترون منها. عندئذٍ سيقل عدد إلكترونات الذرة بواحد عن عدد البروتونات في نواتها، فتتحول إلى أيون موجب الشحنة(كاتيون)، ويسمى «مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطًا بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية». بـ **طاقة التأين** وتعرف كذلك **بطاقة التأين الأولى**، ويمكن التعبير عنها بالمعادلة:

$$X_{(g)} + \text{طاقة التأين الأولى} \rightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-}$$

ذرة متعادلة — كاتيون أحادي الشحنة — إلكترون

فمثلًا نحتاج إلى طاقة مقدارها تقريبًا 520 kJ/mol لانتزاع إلكترون مستوى الطاقة الخارجي (آخر مستوى طاقة مشغول بالإلكترونات) من ذرة الليثيوم المتعادلة وهي ما تعرف بطاقة التأين الأولى. وينتج عنها تكون كاتيون الليثيوم الذي يحمل شحنة موجبة واحدة (Li^{+}).

ويمكن للذرة أن تفقد أكثر من إلكترون من مستوى الطاقة الخارجي ، ولذلك يمكن أن يكون للذرة أكثر من طاقة تأين.



شكل (22)

يوضح تدرج قيم طاقة التأين الأولى تدريجيًّا للعناصر خلال الجدول الدوري

التدرج خلال المجموعة:

بصورة عامة وبفرض عدم وجود استثناءات، كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري)، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، فيزداد تأثير حجب النواة وتقل قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي ، فيسهل نزع الإلكترون، وبالتالي تقل طاقة التأين الأولى.

تمرين (6)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{20}Z$, $_{12}A$, $_{4}X$ المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية: (بفرض عدم وجود استثناءات).

1 – العنصر الذي له أعلى طاقة تأين (X – A) .....

2 – العنصر الذي له أقل طاقة تأين (X – Z) .....

السبب .....

التدرج خلال الدورة:

بصفة عامة وبفرض عدم وجود استثناءات، كلما انتقلنا خلال الدورة تدريجيًّا من اليسار إلى اليمين (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة، وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما يبقى تأثير الحجب ثابتًا (بسبب عدم زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية)، فيصعب نزع الإلكترون، فتزداد طاقة التأين الأولى.

تمرين (7)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{10}Z$, $_{9}A$, $_{4}X$ المطلوب الإجابة عن الأسئلة التالية: (بفرض عدم وجود استثناءات).

1 – العنصر الذي له أقل طاقة تأين (X – A) .....

2 – العنصر الذي له أعلى طاقة تأين (A – Z) .....

السبب .....

3 – اسم مجموعة العنصر الذي له أقل طاقة تأين .....

4 – اسم مجموعة العنصر الذي له أعلى طاقة تأين .....

دعنا نلخص ما سبق:

1 – تقل طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجًّيا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.

2 – تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجيًّا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.

3 – مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل طاقة تأين في دورتها؛ لذا تفقد إلكترون مستواها الخارجي الوحيد بسهولة لتكوّن أيونات موجبة أحادية الشحنة.

4 – مجموعة الغازات النبيلة لها أعلى طاقة تأين في دورتها؛ بسبب صغر حجم ذراتها واكتمال مستويات طاقتها الخارجية، مما يحد من نشاطها الكيميائي.

❖ طاقة الميل الإلكتروني Electron Affinity

علمت أن الذرة عندما تفقد إلكترونًا وتُكوّن أيونًا موجبًا (كاتيونًا) يلزمها طاقة تسمى طاقة التأين. فماذا يحدث للذرة عندما تكتسب إلكترونًا؟

من الممكن إضافة إلكترونًا واحدًا أو أكثر إلى الذرة، تُنتج هذه العملية أيونًا يحمل شحنة سالبة (أنيون). ولكي يحدث ذلك تنطلق أو تمتص من الذرة طاقة تسمى **طاقة الميل الإلكتروني** والتي تعرّف بأنها: «مقدار الطاقة المنطلقة أو الممتصة من الذرة وهي في الحالة الغازية عندما تكتسب إلكترونًا أو أكثر».

ويمكن التعبير عنها بالمعادلة التالية:

$$X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)} + \text{طاقة الميل الإلكتروني}$$

ذرة متعادلة — إلكترون — آنيون أحادي الشحنة

بشكل عام وبفرض عدم وجود استثناءات، كلما زادت قوة جذب النواة للإلكترونات، كان من السهل على النواة جذب الإلكترون المضاف مما يؤدي الى زيادة طاقة الميل الإلكتروني، مع الأخذ في الاعتبار تأثير التنافر بين الإلكترونات الموجودة والإلكترون المضاف.

التدرج خلال المجموعة:

كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى إلى أسفل (بزيادة العدد الذري) يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير الحجب، وتقل قوة جذب النواة للإلكترونات، مما يجعل هناك صعوبة في جذب النواة للإلكترون المضاف، وبالتالي تقل طاقة الميل الإلكتروني.

تمرين (8)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{32}Z$ ، $_{14}A$ ، $_{6}X$ والمطلوب:

1 - اسم العنصر X ..... 2- رمز العنصر A: .....

3 - العنصر الذي له أقل طاقة ميل إلكتروني (X – Z) .....

السبب .....

العنصر الذي له أعلى طاقة ميل إلكتروني (X –A) .....

التدرج خلال الدورة:

كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار الى اليمين (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما يبقى تأثير درجة الحجب ثابتًا (بسبب عدم زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية)، مما يسهل على النواة جذب الإلكترون المضاف فتزداد طاقة الميل الالكتروني.

تمرين (9)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{17}Z$ ، $_{14}A$ ، $_{11}X$ والمطلوب:

1 - العنصر الذي له أقل طاقة ميل إلكتروني (X – Z) .....

2 - العنصر الذي له أعلى طاقة ميل إلكتروني (Z – A) .....

السبب: .....

3 - اسم مجموعة العنصر الذي له أعلى طاقة ميل إلكتروني .....

4 - اسم مجموعة العنصر الذي له أقل طاقة ميل إلكتروني .....

استثناء في طاقة الميل الإلكتروني:

الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور (علل).

وذلك بسبب صغر حجم ذرة الفلور فإن الإلكترون المضاف يتنافر بشدة مع الإلكترونات التسعة الأصلية الموجودة مما يقلل من استقرار الذرة فتقل طاقة الميل الإلكتروني، بينما ذرة الكلور أكبر حجمًا لذلك يكون التنافر أقل وعليه فإن العنصر الذي له أعلى ميل إلكتروني في الجدول الدوري هو الكلور $_{17}Cl$.

دعنا نلخص ما سبق:

1 – تقل طاقة الميل الإلكتروني للعناصر تدريجيًّا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.

2 – تزداد طاقة الميل الإلكتروني للعناصر تدريجيًّا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.

3 – مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل طاقة ميل إلكتروني في دورتها.

4 – مجموعة الهالوجينات لها أعلى طاقة ميل إلكتروني في دورتها.

5 – الغازات النبيلة: غالبًا طاقة الميل الإلكتروني تكون ممتصة؛ بسبب استقرار تركيبها الإلكتروني واكتمال مستوياتها، مما يجعل إضافة إلكترون جديد يتطلب طاقة كبيرة.

6 – عنصر الكلور $_{17}Cl$ يمتلك أعلى قيمة طاقة ميل إلكتروني في الجدول الدوري الحديث.

❖ السالبية الكهربائية Electronegativity

نشاط...

طبّق لعبة شد الحبل مع زميلك، ولنشاهد من سيسحب الحبل باتجاهه بقوة أكبر؟

من الفائز؟ ولماذا؟

.....

كما هو الحال في النشاط فإن جذب الإلكترونات بين الذرات المترابطة إما يكون متساويًا، أوتكون إحداهما أقوى فتجذب الإلكترونات نحوها بشكل أكبر.

هذه الخاصية تسمى **السالبية الكهربائية** وهي «مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية ». يتم قياس السالبية الكهربائية بمقياس باولنج وهو الأكثر شيوعًا لقياس السالبية الكهربائية. و يوضح الشكل (23) قيم السالبية الكهربائية للعناصر في الجدول الدوري وفق مقياس باولنج.

H 2.1																	He N/A
Li 1.0	Be 1.5											B 1.5	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne N/A
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar N/A
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr N/A*
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe N/A*
Cs 0.79	Ba 0.9		Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn N/A
Fr 0.7	Ra 0.9																

شكل (23)

بصورة عامة الغازات النبيلة ليس لها قيم سالبية كهربائية (علل)، لأن الغازات النبيلة مستقرة وغالبًا لا تكون روابط كيميائية.

التدرج خلال المجموعة:

بصفة عامة وبفرض عدم وجود استثناءات ، كلما انتقلنا عبر المجموعة تدريجيًّا من أعلى الى أسفل (بزيادة العدد الذري) تزداد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد تأثير الحجب، وتقل قوة جذب النواة للإلكترونات فتقل السالبية الكهربائية .

تمرين (10)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{34}Z$ ، $_{16}A$ ، $_{8}X$ والمطلوب:(بفرض عدم وجوداستثناءات)

1 – العنصر الذي له أقل سالبية كهربائية (X – Z) .....

السبب .....

2 – العنصر الذي له أعلى سالبية كهربائية (X –A) .....

التدرج خلال الدورة:

بصورة عامة وبفرض عدم وجود استثناءات كلما انتقلنا عبر الدورة تدريجيًّا من اليسار الى اليمين (بزيادة العدد الذري) تزداد شحنة النواة وتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، بينما تبقى درجة الحجب ثابتة (بسبب عدم زيادة مستويات الطاقة الرئيسية)، فتزداد السالبية الكهربائية.

تمرين (11)

لديك العناصر الافتراضية التالية: $_{5}Z$ ، $_{4}X$ ، $_{9}M$ والمطلوب:

(بفرض عدم وجود استثناءات)

1 – العنصر الذي له أقل سالبية كهربائية (X – M) .....

2 – العنصر الذي له أعلى سالبية كهربائية (Z – M) .....

السبب .....

3 – اسم مجموعة العنصر الذي له أعلى سالبية كهربائية.....

4 –اسم مجموعة العنصر الذي له أقل سالبية كهربائية.....

دعنا نلخص ما سبق:

1 – تقل السالبية الكهربائية للعناصر تدريجيًّا خلال المجموعة من أعلى إلى أسفل.

2 – تزداد السالبية الكهربائية للعناصر تدريجيًّا خلال الدورة من اليسار إلى اليمين.

3 – مجموعة فلزات الأقلاء لها أقل سالبية كهربائية في دورتها.

4 – مجموعة الهالوجينات لها أعلى سالبية كهربائية .

5 – الفلور (F) أعلى عناصر الجدول الدوري في السالبية الكهربائية، بينما عنصر الفرانسيوم (Fr) هو أقلها بين عناصر الجدول الدوري.

6 – بصورة عامة الغازات النبيلة ليس لها قيم سالبية كهربائية (علل)، لأن الغازات النبيلة مستقرة وغالبا لا تكون روابط كيميائية.

تطبيقات الميول الدورية للعناصر

1 - البطاريات والأجهزة الإلكترونية:

تستخدم عناصر مثل الليثيوم في البطاريات لأن له طاقة تأين منخفضة نسبيًّا، مما يسمح له بفقد الإلكترونات بسهولة وتوليد التيار الكهربائي في بطاريات الهواتف والأجهزة.

2 - استخدام عنصر الكلور في غسيل الملابس:

يُستخدم الكلور في صناعة مواد التبييض والتعقيم المنزلية، حيث يساعد على إزالة البقع الصعبة وقتل الجراثيم والميكروبات، مما يساهم في تنظيف الملابس وتطهيرها. حيث يدخل الكلور في تركيب مركبات مثل هيبوكلوريت الصوديوم (NaClO) المستخدمة في المبيضات المنزلية، وتعمل هذه المركبات كمؤكسدات قوية تساعد على تفكيك الأصباغ والبقع. تنبيه: يُستخدم الكلور المخفف للملابس البيضاء عادةً، ويجب عدم خلطه مع الأحماض أو الأمونيا لتجنب تكوّن غازات ضارة.

$$NaClO + H_2O \rightleftharpoons HOCl + NaOH$$

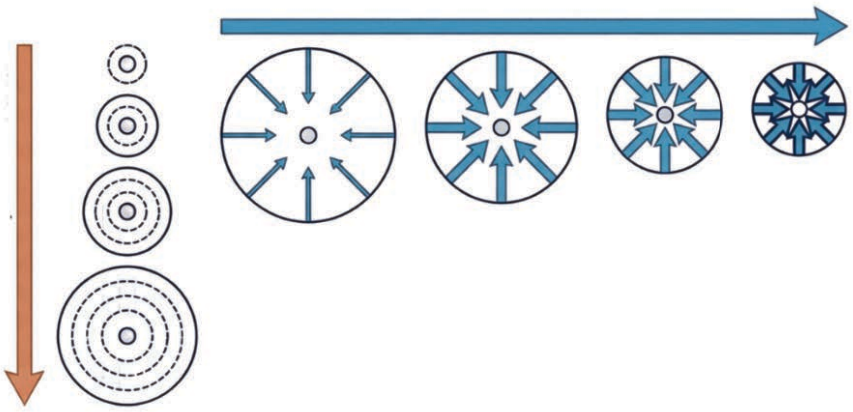
أكمل الفراغ في المخطط التالي بما يناسبه:

..... نصف القطر الذري (الحجم الذري)

..... عدد مستويات الطاقة،(تأثير الحجب)

..... طاقة التأين، طاقة الميل الإلكتروني، السالبية الكهربائية

..... قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي



السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية.	.....
2	مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطًا بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية.	.....
3	مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية.	.....

السؤال الثاني: اختر من القائمة (ب) ما يناسب القائمة (أ) بوضع الرقم المناسب أمامها بين القوسين:

القائمة (أ)			القائمة (ب)
( )	العنصر الأقل سالبية كهربائية في الدورة الثانية.	1	الفلور
( )	المعادلة التي تمثل طاقة تأين أولى.	2	الغازات النبيلة
( )	المعادلة التي تمثل طاقة ميل إلكتروني.	3	$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)}$ + طاقة
( )	العنصر الأعلى ميل إلكتروني.	4	$X_{(g)}$ + طاقة $\longrightarrow X^+_{(g)} + e^-$
		5	الليثيوم

السؤال الثالث: أجب عما يلي:

تخيّل أنك مُحقّق عناصر حصلت على بطاقة عنصر مجهول مكتوب عليها فقط:

يقع في الدورة 4 سالبيته الكهربائية منخفضة ينتهي ترتيبه الإلكتروني بـ $4s^2$

المطلوب:

اكشف هوية العنصر، وحدّد موقعه في الجدول الدوري.

.....

التنمية المستدامة

إنَّ أي تغيير بسيط في ترتيب الإلكترونات داخل الذرة يمكن أن يؤدي إلى تغيّر كبير في خواص المادة وسلوكها الكيميائي والفيزيائي، لأن الإلكترونات وخاصة إلكترونات التكافؤ، هي المسؤولة عن تكوين الروابط الكيميائية والتفاعل مع المواد الأخرى. وعند تعديل ترتيب الإلكترونات حسب الطاقة تتغير قوة الترابط بين الذرات، وكذلك قدرة المادة على التوصيل الكهربائي والحراري ونشاطها الكيميائي. وبناءً على ذلك، يستطيع العلماء تصميم مواد ذات كفاءة أعلى في نقل الطاقة و في تسريع التفاعلات الكيميائية. ويسهم هذا التطور في تحقيق أهداف التنمية المستدامة من خلال الهدف 11 وهو جعل المدن والمستوطنات البشرية آمنة، قادرة على الصمود ومستدامة ، و الهدف 13 وهو اتخاذ إجراءات عاجلة لمواجهة تغيّر المناخ وآثاره .

ويستطيع العلماء تطوير مواد تقلل من استهلاك الطاقة، مثل المواد الموصلة ذات الفقد المنخفض للطاقة، أو المحفزات الكيميائية التي تُسرّع التفاعلات الصناعية عند درجات حرارة أقل، مما يقلل من استهلاك الوقود والانبعاثات الملوثة. كما يساعد ذلك في تحسين كفاءة الخلايا الشمسية وتنقية الهواء من الملوثات، مما يدعم تقليل التلوث وحماية البيئة.

تـــقـــــويـــم الوحـــــدة الأولـــى
(الإلكترونات في الذرات ودورية العناصر)

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1 – فرع علم الكيمياء الذي يهتم بدراسة تحليل مكونات المادة وكمية كل مكون:

❑ الكيمياء العضوية ❑ الكيمياء التحليلية ❑ الكيمياء الفيزيائية ❑ الكيمياء الحيوية

2 – في ذرة ما الإلكترونات الأكثر ارتباطًا بالنواة هي إلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الذي يرمز له بالرمز:

❑ K ❑ L ❑ M ❑ N

3 – أحد التسميات لتحت مستويات الطاقة التالية غير صحيح:

❑ 3s ❑ 2p ❑ 3d ❑ 3f

4 – إلكترونا الفلك ($2p_y$) يتشابهان في أعداد الكَمْ:

❑ n, m_ℓ, m_s ❑ ℓ, m_ℓ, m_s ❑ n, ℓ, m_s ❑ n, ℓ, m_ℓ

5 – مجموع عدد الأفلاك الكلي في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني ($n = 2$)، يساوي:

❑ 2 ❑ 4 ❑ 5 ❑ 16

6 – إذا كانت قيمة ($n = 3$) ، ($\ell = 0$) لإلكترون المستوى الخارجي في ذرة عنصر ما، فإن الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة لذرة هذا العنصر:

❑ $1s^2 2s^2 2p^1$ ❑ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ❑ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ❑ $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$

تـقــويـم الوحـدة الأولــى

السؤال الثاني: ضع علامة(✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي:

م	العبارة	الإجـابـــة
1	يملأ تحت مستوى الطاقة (4s) بالإلكترونات قبل تحت مستوى الطاقة (4p).	( )
2	رتب مندليف العناصر في أعمدة بحسب تزايد العدد الذري.	( )
3	العنصر ذو العدد الذري (2) يشبه في خواصه الكيميائية العنصر ذو العدد الذري (20).	( )
4	عناصر اللانثانيدات والأكتينيدات هي عناصر تحت مستوى الطاقة d.	( )
5	عناصر فلزات الأقلاء لها أقل طاقة تأين في دورتها.	( )

السؤال الثالث: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	العلم الذي يدرس تركيب المادة وخواصها والتغيرات التي تطرأ عليها، والطاقة المصاحبة لهذه التغيرات.	.....
2	كل ما له كتلة ويشغل حيّزًا من الفراغ.	.....
3	الجزء الأصغر من العنصر ويحتفظ بخواص ذلك العنصر.	.....
4	الذرة التي امتصت كمية معيّنة من الطاقة مما أدى إلى انتقال إلكترون أو أكثر من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى.	.....
5	الذرة عندما تكون طاقة إلكتروناتها أقل ما يمكن، بحيث تترتب إلكتروناتها في مستويات الطاقة وفق الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا.	.....
6	مناطق الفراغ المحيط بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات.	.....
7	مناطق داخل السحابة الإلكترونية، يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها.	.....

تـقــويـم الوحـدة الأولــى

تابع السؤال الثالث: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
8	عدد يصف طاقة المستوى الرئيسي ويحدد بُعده عن النواة.	.....
9	عدد يحدد تحت مستوى الطاقة داخل مستوى الطاقة الرئيسي، كما يحدّد شكل الفلك الذري الذي يشغله الإلكترون.	.....
10	عدد يحدد اتجاه الفلك الذري في الفراغ داخل تحت مستوى الطاقة.	.....
11	عدد الكَمْ الذي يصف اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه داخل الفلك الذري.	.....
12	مستويات الطاقة الرئيسية ذوات الطاقة المنخفضة تملأ بالإلكترونات أولًا.	.....
13	تحت مستوى الطاقة الذي يكون مجموع قيمة عددي الكَمْ الرئيسي والزّاوي(n+ ℓ) له أقل يملأ بالإلكترونات أولًا، فإذا تساوى تحت مستويين في مجموع قيمة (n + ℓ)، فتحت مستوى الطاقة الذي له أقل قيمة عدد كَمْ رئيسي (n) يملأ بالإلكترونات أولًا.	.....
14	لا يحدث تزاوج بين إلكترونين في فلك تحت مستوى طاقة معين يتكون من عدة أفلاك إلا بعد أن تُشغل أفلاكه فرادى أولًا، ثم تبدأ الإلكترونات بالازدواج في الأفلاك تباعًا باتجاه غزل معاكس.	.....
15	في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما قيم أعداد الكَمْ الأربعة نفسها.	.....
16	عند ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية يظهر تدرج وتكرار دوري في خواصها الفيزيائية والكيميائية.	.....
17	العمود الرأسي من العناصر في الجدول الدوري.	.....
18	الصف الأفقي من العناصر في الجدول الدوري.	.....
19	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر.	.....

تابع السؤال الثالث: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
20	نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين بينهما رابطة كيميائية.	.....
21	مقدار الطاقة اللازمة لنزع أضعف إلكترون ارتباطًا بالنواة من ذرة متعادلة في الحالة الغازية.	.....
22	مقدار الطاقة المنطلقة أو الممتصة من الذرة وهي في الحالة الغازية عندما تكتسب إلكتروناً أو أكثر.	.....
23	مقياس قدرة الذرة على جذب الإلكترونات نحوها من ذرة أخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية.	.....

السؤال الرابع: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسبًا :

1 – تزداد طاقة المستوى الرئيسي كلما ..... عن النواة.

2 – إذا كانت ($n = 3$ ، $\ell = 0$) فإن رمز تحت مستوى الطاقة هو .....

3 – عدد الإلكترونات المفردة (غير المزدوجة) في تحت مستوى الطاقة ($4d^8$) .....

4 – ينتهي الترتيب الإلكتروني لعنصر الصوديوم ($_{11}Na$) بتحت مستوى الطاقة .....

5 – العناصر الانتقالية الداخلية هي التي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بإضافة الإلكترونات إلى تحت مستوى الطاقة .....

السؤال الخامس: قارن بين كلًّا مما يلي:

1 -

وجه المقارنة	مستوى الطاقة الرئيسي الأول	مستوى الطاقة الرئيسي الرابع
الرمز	.....	.....
البعد عن النواة (أقرب – أبعد)	.....	.....
طاقة المستوى (أقل – أكبر)	.....	.....

تقـــويـم الوحـدة الأولـــى

تابع السؤال الخامس: قارن بين كلًّا مما يلي:

2 -

وجه المقارنة	قيمة n	قيمة ℓ	عدد الأفلاك	عدد الإلكترونات
4d	.....	.....	.....	.....
2p	.....	.....	.....	.....

3 -

وجه المقارنة	التدرج خلال الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري	التدرج خلال المجموعة من أعلى لأسفل بزيادة العدد الذري
نصف القطر الذري (الحجم الذري)	.....	.....
طاقة التأين	.....	.....
طاقة الميل الإلكتروني	.....	.....
السالبية الكهربائية	.....	.....
قوة جذب النواة	.....	.....
تأثير الحجب	.....	.....

السؤال السادس :علل لما يأتي تعليلًا علميًا سليمًا:

1 – ارتداد عدد قليل جدًّا من جسيمات ألفا في اتجاه مصدرها بعد اصطدامها برقاقة الذهب.

.....

2 – لا يحدث تنافر بين إلكترونين في فلك معين رغم أنهما يحملان نفس الشحنة السالبة.

.....

تـقــويـم الوحـدة الأولــى

تابع السؤال السادس :علل لما يأتي تعليلًا علميًا سليمًا:

3 - يملأ تحت مستوى الطاقة (3d) بـ (10) إلكترونات فقط.

.....

4 - يملأ تحت مستوى الطاقة (4s) بالإلكترونات قبل تحت مستوى الطاقة (3d).

.....

5 - الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الكروم ($_{24}Cr$)ينتهي بـ $4s^1\ 3d^5$ ولا ينتهي بـ $4s^2\ 3d^4$.

.....

6 - يزداد نصف القطر الذري (الحجم الذري) للعناصر تدريجيًّا خلال المجموعة من أعلى لأسفل بزيادة العدد الذري. (بفرض عدم وجود استثناءات)

.....

7 - تزداد طاقة التأين الأولى للعناصر تدريجيًّا خلال الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري. (بفرض عدم وجود استثناءات)

.....

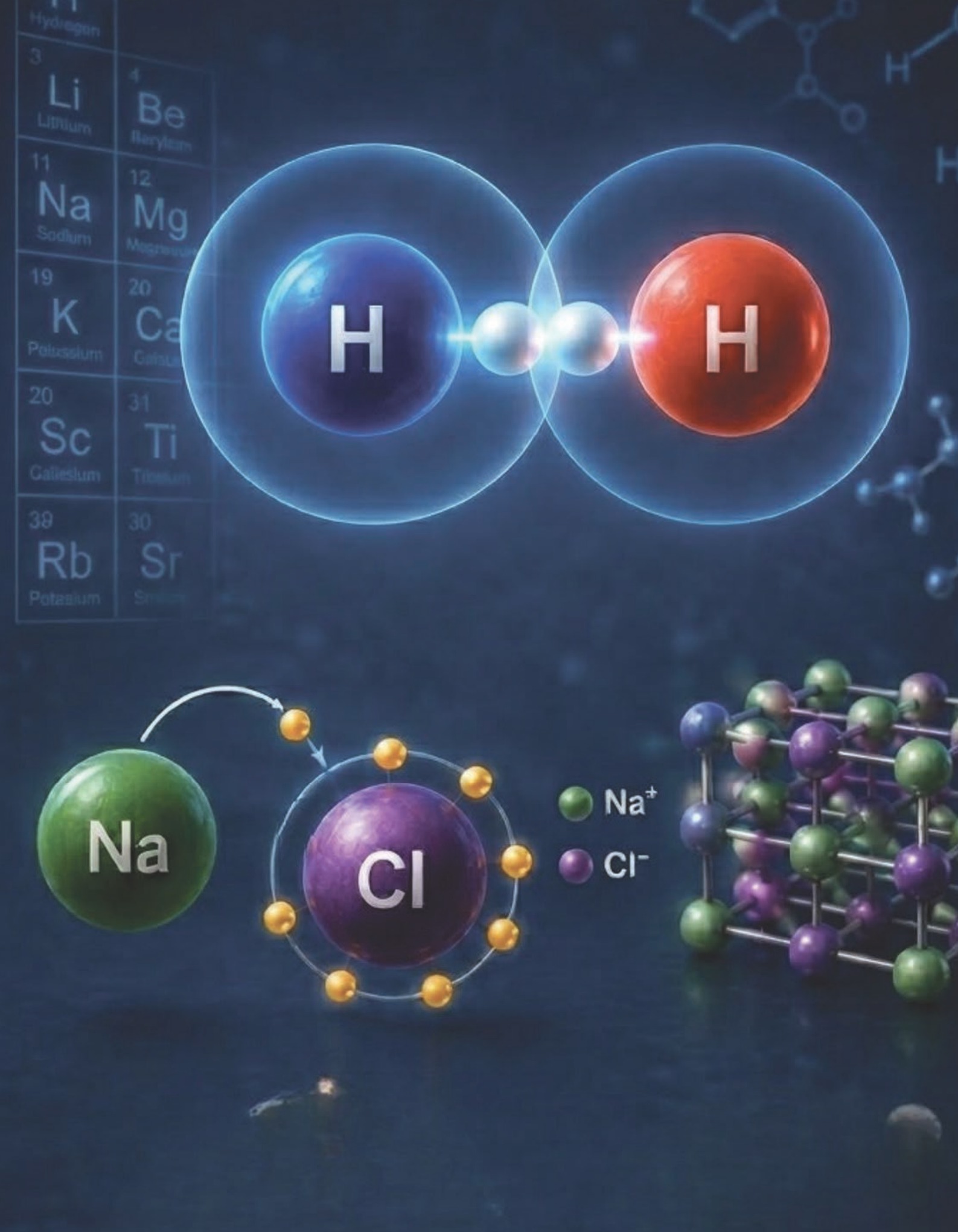
8 - تقل السالبية الكهربائية للعناصر تدريجيًّا خلال المجموعة الواحدة كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذري. (بفرض عدم وجود استثناءات).

.....

السؤال السابع :لديك العناصر الافتراضية التالية :

$_{29}Q$, $_{8}Z$, $_{7}A$, $_{12}X$, $_{21}M$ **المطلوب:**

اسم العنصر $_{12}X$	.....
الرمز الحقيقي للعنصر $_{8}Z$	.....
الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{12}X$ حسب مستويات الطاقة الرئيسية	.....
الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{21}M$ حسب تحت مستويات الطاقة	.....
الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{8}Z$ حسب الأفلاك	.....
الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{21}M$ لأقرب غاز نبيل	.....
عدد الإلكترونات المفردة للعنصر $_{7}A$	.....
الترتيب الإلكتروني للعنصر $_{29}Q$ حسب تحت مستويات الطاقة	.....


3
Li
Lithium
4
Be
11
Na
Sodium
12
Mg
19
K
20
Ca
20
Sc
31
Ti
39
Rb
30
Sr
H
H
Na
Cl
Na+
Cl−

الوحدة الثانية

الروابط الكيميائية (الأيونية، التساهمية، التناسقية)

Unit 1: Chemical Bonds

(Ionic ,Covalent, Coordinate)

الفصل الأول: الرابطة الأيونية والمركبات الأيونية

Chapter 1 : Ionic Bond & Ionic Compound

الفصل الثاني : الرابطة التساهمية والرابطة التناسقية

Chapter 2 : Covalent Bond, Coordinate

Covalent Bond

قال تعالى :

﴿ وَتَرَى ٱلْجِبَالَ تَحْسَبُهَا جَامِدَةً وَهِىَ تَمُرُّ مَرَّ ٱلسَّحَابِ ۚ صُنْعَ ٱللَّهِ ٱلَّذِىٓ أَتْقَنَ كُلَّ شَىْءٍ ۚ إِنَّهُۥ خَبِيرٌۢ بِمَا تَفْعَلُونَ ﴿٨٨﴾ ﴾

سورة النمل (88)

الفصل الأول : الرابطة الأيونية والمركبات الأيونية
Chapter 1 : Ionic Bond & Ionic Compounds

الدرس (1-1) : الترتيب الإلكتروني

Electron Configuration

الدرس (1-2) : الرابطة الأيونية

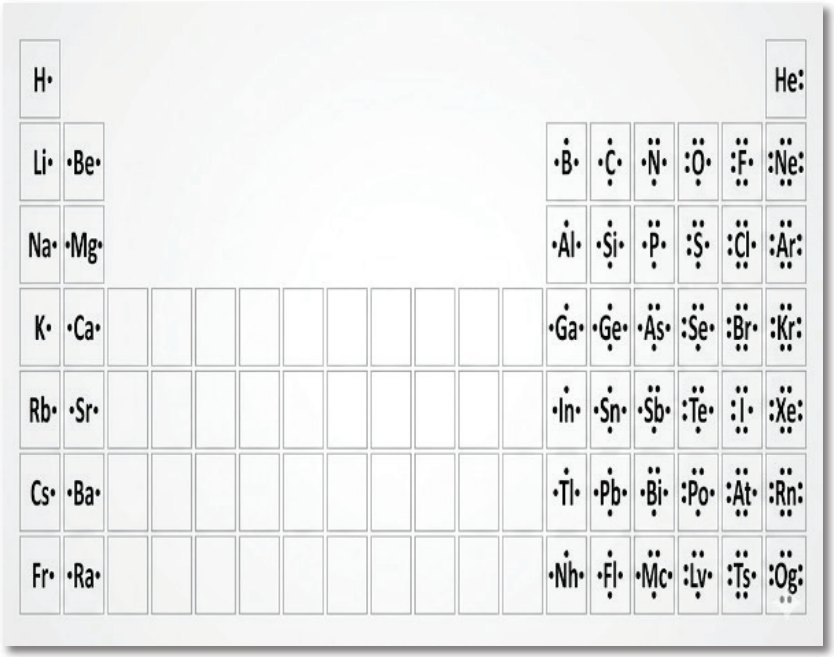
Ionic Bond

الدرس (1-3) : خواص المركبات الأيونية

Ionic Compounds Properties

الدرس [1-1]

الترتيب الإلكتروني
Electron Configuration



تأمّل الصورة الافتتاحية للدرس، تظهر نقاط حول رموز العناصر في الجدول الدوري.

ماذا تمثّل هذه النقاط؟ وكيف نستطيع استنتاجها؟ ومن هو العالم الذي ابتكر هذه الطريقة؟ والسؤال الأهم كيف ستفيدنا في دراستنا للروابط الكيميائية؟

ماذا سأتعلم ؟

- مفهوم التكافؤ وإلكترونات التكافؤ.
- الترتيب الإلكتروني النقطي (تمثيل لويس).
- قاعدة الثمانية.
- الترتيب الإلكتروني للكاتيونات والأنيونات.

كيف سأتعلم ؟

- أتعرّف على مفهوم كلٍّ من التكافؤ وإلكترونات التكافؤ.
- أكتب الترتيب الإلكتروني النقطي.(تمثيل لويس).
- أطبّق قاعدة الثمانية.

نشاط...

لديك صورتين:

الصورة الأولى تمثل بناء مكتمل .

الصورة الثانية تمثل بناء غير مكتمل.

المطلوب:

- أي البناءين يبدو أكثر استقرارًا؟.....

ما السبب؟.....

ماذا يحتاج المبنى غير المكتمل ليصبح أكثر استقرارًا؟

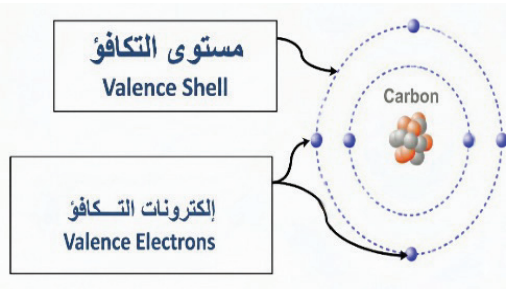
.....

من خلال النشاط نجد أن الأشياء تميل إلى الاستقرار حتى تكون مكتملة ومتوازنة. فهل ينطبق ذلك على ذرات العناصر أيضًا؟

وجد العلماء أن عناصر المجموعة (18) تتمتع بتركيب إلكتروني يجعلها مستقرة، ولذلك لا تميل إلى التفاعل. أما معظم الذرات الأخرى فتسعى للوصول إلى هذا الاستقرار عن طريق فقد أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات، ولكن هل جميع إلكترونات الذرة تشارك في هذا التغيير؟

في الحقيقة، لا . إنّ **إلكترونات التكافؤ** Valence Electrons والتي تعرّف بـ «الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ جزئيًا أو بشكل كامل بالإلكترونات في الذرة، و هي التي تستخدم في التفاعل والارتباط مع الذرات الأخرى».

ويسمى «مستوى الطاقة الخارجي للذرة الذي تُفقد منه الإلكترونات أو تنتقل إليه في التفاعل الكيميائي» بـ **مستوى التكافؤ** Valence Shell ويوضح الشكل (24) كلًّا من إلكترونات التكافؤ ومستوى التكافؤ.



شكل (24)

ويُعرّف **التكافؤ** Valency بأنه «عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة للوصول إلى حالة الاستقرار الإلكتروني».

ولمعرفة الاختلاف بين التكافؤ وإلكترونات التكافؤ قم بحل التمرين التالي:

تمرين (1)

رقم المجموعة	17	16	15	13	2	1
العنصر	$_{9}F$	$_{8}O$	$_{7}N$	$_{5}B$	$_{4}Be$	$_{3}Li$
الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية						
إلكترونات التكافؤ						
التكافؤ						

لاحظ أن:

1 – عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة (14) والتي تشمل (الكربون، السيليكون، الجرمانيوم، القصدير، والرصاص) لأنه متغير وليس ثابت.

2 – عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة (18) والتي تشمل(الهيليوم، النيون، الآرجون، والكريبتون) لأن مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي لها مستقر وممتلئ بالإلكترونات، لذلك لا تميل إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات.

❖ الترتيب الالكتروني النقطي Electron Dot Structure (تمثيل لويس) Lewis Structure

يمكن تمثيل إلكترونات التكافؤ بنقاط حول ذرة العنصر، وهي طريقة ابتكرها العالم جلبرت لويس.

وتعرّف **الترتيبات الإلكترونية النقطية** بأنها « الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط على رمز ذرة العنصر».

مثال (1)

وضّح الترتيب الإلكتروني النقطي لذرة البريليوم $_4Be$

الحـــل:

1 - نكتب الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية (2,2).

2 - نكتب رمز العنصر ونمثّل إلكترونات التكافؤ حوله بنقاط كالتالي: .Be.

تمرين (2)

أكمل الجدول التالي:

الذرة	$_1H$	$_6C$	$_7N$	$_{19}K$
الترتيب الإلكتروني حسب المستويات الرئيسية		2 , 4		
الترتيب النقطي	H·	·Ċ·		

❖ قاعدة الثمانية:

كما تعلمت في دراستك للجدول الدوري، أنّ الغازات النبيلة مستقرة وينتهي ترتيبها الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية بثمانية إلكترونات($8e^-$) ، ماعدا الهيليوم ينتهي بإلكترونين فقط($2e^-$).

تساعد هذه القاعدة في تحديد نوع الأيون الذي تنتجه ذرة العنصر. فذرات العناصر التي تميل إلى فقد الإلكترونات تُنتج أيونات موجبة (كاتيونات)، ليصبح ترتيبها الإلكتروني مشابه للغاز النبيل. ويعرّف **الكاتيون** بأنه «ذرة العنصر عندما تفقد إلكترونًا أو أكثر». بينما ذرات العناصر التي تميل إلى اكتساب الإلكترونات تُنتج أيونات سالبة (أنيونات)، ليصبح ترتيبها الإلكتروني مشابه للغاز النبيل. ويعرّف **الأنيون** بأنه « ذرة العنصر عندما تكتسب إلكترونًا أو أكثر ».

نلاحظ من خلال الجدول رقم (12) أن الترتيب الإلكتروني لكاتيون الصوديوم مشابه للترتيب الإلكتروني لغاز النيون (غاز نبيل) والترتيب الإلكتروني لأنيون الكلوريد مشابه للترتيب الإلكتروني لغاز الأرجون (غاز نبيل)، وتؤدّي هذه الملاحظة إلى أحد القواعد الكيميائية ، **وهي قاعدة الثمانية** حيث تنص على أن «ميل ذرة العنصر إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة إلكترونات مستوى التكافؤ للوصول إلى ثماني إلكترونات لتحقيق حالة الاستقرار المشابهة للغاز النبيل».

ذرة الصوديوم	ذرة الكلور
$_{11}Na$: 2,8,1	$_{17}Cl$: 2,8,7
كاتيون الصوديوم	أنيون الكلوريد
Na^+ : 2,8	Cl^- : 2,8,8

جدول (12)

يوضح الفرق بين الترتيب الإلكتروني لذرة العنصر والأيون

تمرين (3)

أكمل الجدول التالي:

العنصر	الترتيب الإلكتروني النقطي	للوصول للاستقرار (يفقد/ يكتسب) إلكترونات	قاعدة الثمانية (يحقق / لا يحقق)
$_3Li$			
$_9F$			
$_{12}Mg$			

استثناءات قاعدة الثمانية:

الهيدروجين ($_1H$): 1

الليثيوم ($_3Li$): 2,1

البريليوم ($_4Be$): 2,2

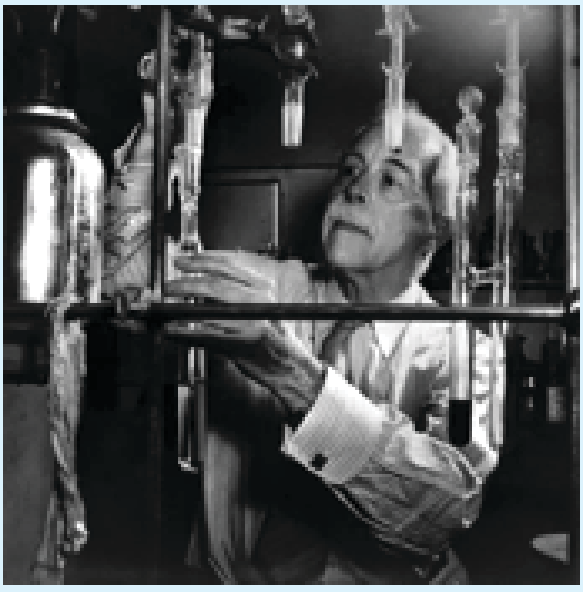
البورون ($_5B$): 2,3

العناصر السابقة لا تحقق قاعدة الثمانية عندما تفقد إلكترونات التكافؤ، لأنها تستقر بإلكترونين فقط لتشابه أقرب غاز نبيل لها وهو الهيليوم $_2He$.

أكمل الجدول التالي:

العنصر	الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية	عدد إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	الترتيب الإلكتروني النقطي
$_{7}N$				
$_{16}S$				
$_{20}Ca$				

يعدّ العالم الأمريكي جلبرت نيوتن لويس (Gilbert N. Lewis) من رواد علم الكيمياء الحديثة. وُلِد عام 1875م، واشتهر بإسهاماته في دراسة الروابط الكيميائية وإلكترونات التكافؤ. ومن أبرز إنجازاته ابتكار تمثيل لويس الذي يستخدم النقاط حول رمز العنصر لتمثيل إلكترونات التكافؤ، مما سهّل فهم كيفية ارتباط الذرات وتكوين المركبات الكيميائية. وقد أسهمت أفكار لويس في تطوير مفاهيم مهمة ما زالت تُدرَّس في المناهج العلمية حتى اليوم، لذلك يُعد من أكثر العلماء تأثيرًا في تعليم الكيمياء وفهم سلوك العناصر.



السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة للوصول إلى حالة الاستقرار الإلكتروني.	.....
2	الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط على رمز ذرة العنصر.	.....

السؤال الثاني: اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1 – عدد إلكترونات التكافؤ لعنصر يقع في المجموعة (17):

❑ 0 ❑ 1 ❑ 3 ❑ 7

2 – أحد الذرات التالية تصل للاستقرار عن طريق فقد إلكترونين:

❑ $_{16}S$ ❑ $_{19}K$ ❑ $_{12}Mg$ ❑ $_{9}F$

السؤال الثالث: أجب عما يلي:

إذا كان الترتيب الإلكتروني النقطي لأحد العناصر المُمَثِّلة يحتوي على ثلاثة نقاط فقط حول الرمز، فكيف يمكنك استخدام هذه المعلومة للتنبؤ بعدد الإلكترونات في مستوى التكافؤ – رقم المجموعة – عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة؟

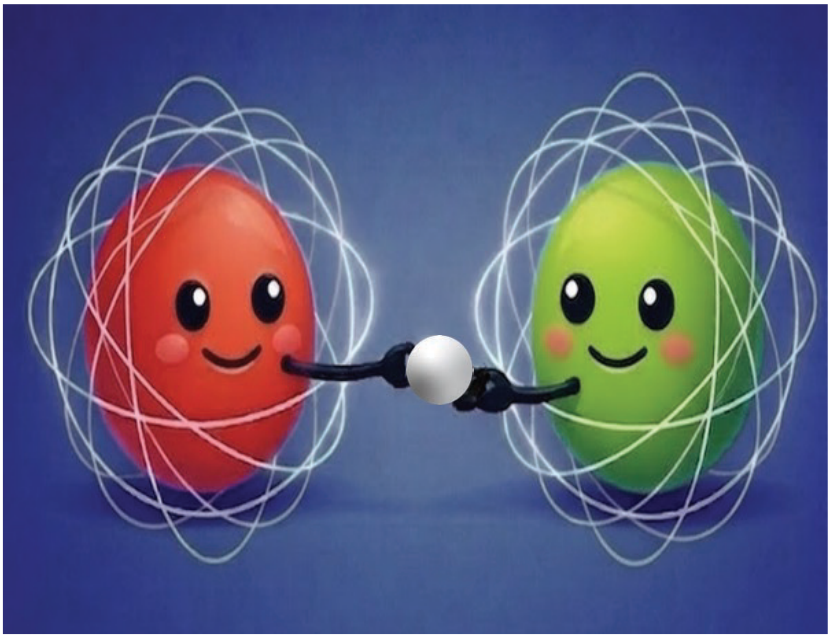
.....

.....

الدرس [1-2]

الرابطة الأيونية

Ionic Bond



تعرّفت سابقًا على فلز الصوديوم الذي يقع في مجموعة فلزات الأقلاء، وهو فلز نشطٌ جدًّا، تكفي قطعة صغيرة منه تلقى في الماء لتسبب انفجارًا حراريًّا عنيفًا، وتعرّفت أيضًا على غاز الكلور من مجموعة الهالوجينات، وهو غاز شديد السميَّة يسبب أضرارًا بالغةً للجهاز التنفسي، ولكن عند اتحاد الصوديوم مع الكلور برابطة كيميائية، نَتج لنا مركّبًا لا نستغني عنه في حياتنا اليومية وهو ملح الطعام أو كلوريد الصوديوم.

فما هي الرابطة التي جمعت بينهما؟ وكيف تتم هذه الرابطة؟

ماذا سأتعلم ؟

- مفهوم الرابطة الأيونية.
- تكوين المركبات الأيونية.

كيف سأتعلم ؟

- أتعرّف على مفهوم الرابطة الأيونية.
- أكتب تفاعل يمثل الترتيب النقطي الإلكتروني المكون للمركبات الأيونية.

نشاط...

أمامك بطاقتان ملوّنتان – أقلام ملوّنة – بطاقات ورقية مثنيّة.

والمطلوب:

1 – اختر أنت بطاقة ملوّنة وزميلك يأخذ البطاقة الثانية.

2 – خذ من المعلّم بطاقة مثنيّة واحدة.

3 – سجِّل اسم عنصر وزميلك عنصر آخر في البطاقة الملوّنة.

4 – أجب أنت وزميلك على أسئلة زملائكم في الفصل حسب الجدول التالي.

اسم العنصر		
رمز العنصر وعدده الذري		
فلز / لافلز		
الترتيب الإلكتروني حسب مستويات الطاقة الرئيسية		
الترتيب النقطي		
للوصول للاستقرار (يفقد/ يكتسب) إلكترونات		
صيغة الأيون الناتج		

إذًا نستنتج:

1 – الفلزات تميل لـ ..... الإلكترونات، وتكوِّن ..... يحمل شحنة موجبة.

2 – اللافلزات تميل لـ ..... الإلكترونات، وتكوِّن ..... يحمل شحنة سالبة.

ماذا يحدث عند تقريب الأيونات مختلفة الشحنة إلى بعضهما؟ (فكّر)

.....

عند تقريب الأيونات مختلفة الشحنة من بعضها البعض تنشأ بينها قوّة تجاذب وهي الأساس الذي تقوم عليه **الرابطة الأيونية** التي تُعرّف بأنها:«قوّة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشُّحنة في المركب الأيوني».

والآن سنطبق ما تم كتابته في الجدول السابق على شكل معادلة كيميائية تصف تفاعل الصوديوم مع الكلور نقطيًا لتكوين كلوريد الصوديوم كما في المثال (1):

مثال (1)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم.

الحـل :

$$Na\cdot + \cdot \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow Na^{+} \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^{-} \qquad NaCl$$

لاحظ من التفاعل السابق انتقال إلكترون التكافؤ من ذرّة الصوديوم (فلز) إلى ذرّة الكلور (لافلز)، فبسبب هذا الانتقال للإلكترونات تحوّل الصوديوم إلى أيون الصوديوم الموجب Na^{+} (كاتيون)، والكلور إلى أيون الكلوريد السالب Cl^{-} (أنيون)، ونتيجة لاختلاف الشحنة بين الأيونات، يحدث تجاذب بين كاتيون الصوديوم وأنيون الكلوريد، وتتكوّن الرابطة الأيونية.

مثال (2)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط المغنيسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم.

الحـل :

$$Mg: + \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}: \rightarrow Mg^{2+} \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:^{2-} \qquad MgO$$

في المثال (1) والمثال (2) لاحظ أن مجموع الشحنات الكهربائية في المتفاعلات والنواتج متساوٍ، وهو ما ينصُّ عليه **قانون حفظ الشحنة**:«مجموع الشحنات الكهربائية الكلّية للمواد المتفاعلة يساوي مجموع الشحنات الكهربائية الكلّية للمواد الناتجة». ويستخدم هذا القانون لوزن المعادلة حسب الشحنات الكهربائية، وبتطبيق القانون على المثال (1) نجد ما يلي:

$$Na\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow Na^{+} \quad :\ddot{Cl}^{-}:$$
$$0 + 0 \rightarrow +1 + (-1)$$
$$0 = 0$$

ترتبط الخاصية الأيونية للروابط في المركبات بالسّالبية الكهربائية، فتظهر الخاصية الأيونية في الرابطة الأيونية بشكلٍ كبيرٍ عندما يكون الفرق في السّالبية الكهربائية بين العنصرين المكوّنين للرابطة أكبر من أو يساوي (1.7) حسب مقياس باولنج؛ فكلّما زاد الفرق في السّالبية الكهربائية للعناصر المكوّنة للمركب زادت الخاصّية الأيونية والعكس صحيح. ويوضح الجدول (13) قيم السّالبية الكهربائية حسب مقياس باولنج لبعض العناصر.

رمز العنصر	K	Na	Li	Ca	Mg	S	N	Cl	O	F
السّالبية الكهربائية	0.8	0.9	1.0	1.0	1.2	2.5	3.0	3.0	3.5	4.0

جدول (13)

مثال (3)

رتّب المركبات الأيونية التالية من حيث الخاصيّة الأيونية ترتيبًا تصاعديًا.

LiCl , MgO , NaF

الحـــل :

باستخدام المعلومات من جدول (**13**)، يتم حساب الفرق في السّالبية الكهربائية للعناصر المكونة للمركب.

$LiCl = 3.0 - 1.0 = 2.0$

$MgO = 3.5 - 1.2 = 2.3$

$NaF = 4.0 - 0.9 = 3.1$

$$NaF > MgO > LiCl$$

الأقل ← الأعلى

تمرين (1)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط عنصر البوتاسيوم مع عنصر الكلور

.....

نوع الرابطة: ..... اسم المركب الناتج: .....

تمرين (2)

وضح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط عنصر الكالسيوم مع عنصر الأكسجين

.....

نوع الرابطة: ..... اسم المركب الناتج: .....

من اجاباتك التي حصلت عليها من التمرين (1) والتمرين (2)، أجب عما يلي:

- الصيغة الكيميائية للمركب الذي له خاصية أيونية أعلى هي .....
- اسم المركب الذي له أقل خاصية أيونية .....

دعنا نلخص ما سبق:

1 – تتكون الرابطة الأيونية غالبًا نتيجة تفاعل ذرّة فلز مع ذرّة لافلز .

2 – ذرّة الفلز تفقد إلكترونات التكافؤ للوصول إلى حالة الاستقرار

⟸ تتحوّل إلى أيون موجب (كاتيون).

3 – ذرّة اللافلز تكتسب الإلكترونات المفقودة من ذرّة الفلز للوصول إلى حالة الاستقرار

⟸ تتحوّل إلى أيون سالب (أنيون).

4 – يجب أن تتساوى الشحنات الكهربائية في طرفي المعادلة.

5 – ترتبط الخاصيّة الأيونية في المركبات بالسّالبية الكهربائية، تظهر الخاصيّة الأيونية في الرابطة الأيونية بشكلٍ كبيرٍ عندما يكون الفرق في السّالبية الكهربائية بين العنصرين المكونين للرابطة أكبر من أو يساوي (1.7) حسب مقياس باولنج؛ فكلّما زاد الفرق في السّالبية الكهربائية للعناصر المكوّنة للمركب زادت الخاصّية الأيونية والعكس صحيح.

6 – عند كتابة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني نبدأ بكتابة رمز الفلز(على اليسار) يليه رمز اللافلز (على اليمين).

مثل:

أكسيد المغنيسيوم ⟸ MgO

كلوريد الليثيوم ⟸ $LiCl$

بعد أن تعرّفت إلى كيفية تكوين الرابطة الأيونية لبعض المركبات، دعنا نتعمّق أكثر في المفهوم من خلال المثال التالي:

مثال (4)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط البوتاسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم.

الحـــل:

$$K\cdot + \ddot{O}: \rightarrow K^+ \quad \cdot\ddot{O}^{2-}:$$

يُلاحظ من التفاعل السّابق أن ذرّة البوتاسيوم تفقد إلكترونًا واحدًا من مستوى التكافؤ حتى تصل إلى حالة الاستقرار (2,8)، بينما ذرّة الأكسجين اكتسبت الإلكترون المنتقل إليها من ذرّة البوتاسيوم، ولكن هل وصلت ذرّة الأكسجين إلى حالة الاستقرار بهذا الترتيب حسب مستويات الطاقة الرئيسية (2,7)؟

الإجابة هي لا. في هذه الحالة تتفاعل ذرّتين من البوتاسيوم مع ذرّة واحدة من الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم كما يلي:

$$2K\cdot + 1\ddot{O}: \rightarrow 2K^+ \quad :\ddot{O}^{2-}: \quad K_2O$$

ملاحظة

لجعل الأمر أكثر سهولة يمكن تطبيق طريقة التقاطع، بمعنى أنه إذا كان عدد إلكترونات التكافؤ التي تفقدها ذرة الفلز لا يساوي عدد الإلكترونات اللازمة لاستقرار ذرة اللافلز أو العكس، نقوم بإبدال الإلكترونات لذرات العناصر المتفاعلة وكتابة العدد أمام الذرة المقابلة، (مع الاختصار في حال وجود عامل مشترك).

تحقق من صحّة المعادلة بحساب عدد الشحنات الإلكترونية في طرفي المعادلة.

مثال (5)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الليثيوم مع النيتروجين لتكوين نيتريد الليثيوم.

الحـل:

$$Li\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot}{N}}\cdot \rightarrow ??$$

2,1 2,5

$1e^-$ $3e^-$

لاحظ أن ذرّة الليثيوم تفقد إلكترونًا واحدًا لتصل إلى حالة الاستقرار، بينما ذرّة النيتروجين تحتاج إلى اكتساب ثلاث إلكترونات لتصل إلى الاستقرار. نقوم بإبدال عدد الإلكترونات وكتابتها أمام الذرة المقابلة كما يلي:

$$3Li\cdot + 1\cdot\ddot{N}: \rightarrow 3Li^+ \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:^{3-} \quad Li_3N$$

تمرين (3)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الكالسيوم مع الفلور .

.....

نوع الرابطة: ..... اسم المركب الناتج:.....

الدرس [1-3]

خواص المركبات الأيونية
(الكشف عن المركبات الأيونية)
النشاط العملي الأول

الهدف من النشاط	الكشف عن المركبات الأيونية عن طريق التجربة العملية
المهارات المكتسبة	الملاحظة – تسجيل البيانات – المقارنة – التمييز – الاستنتاج – العمل الجماعي والتعاوني
أدوات النشاط	عينة (A,B) – كأس زجاجية 150 mL– ميزان إلكتروني – دائرة كهربائية باستخدام أقطاب الكربون – عبوة ماء مقطر – ساق زجاجية – ملعقة معدنية – ورق شفّاف
الأمن والسلامة	نظارات واقية – قفازات – معطف المختبر

خطوات العمل

أمامك عينتين لهما الرمز (A, B) والمطلوب:

1 – انظر إلى العينات التي أمامك وحدد الحالة الفيزيائية لكل منها.

2 – خذ كأسين زجاجيتين وسجّل عليهما رموز العينات كالتالي:

الكأس الأول: سجّل عليه الرمز (A)، الكأس الثاني: سجّل عليه الرمز (B)

3 – زِن كتلة (.....g) من العينات باستخدام الميزان الإلكتروني وانقلها إلى الكأس الزجاجي الخاص به.

4 – أذِب الكتلة الموزونة لكل عينة في الكأس المخصص لها باستخدام الماء المقطر. هل تذوب العينة في الماء المقطر وتكوّن محلولًا؟ سجّل مشاهدتك في الجدول.

5 – باستخدام الدائرة الكهربائية التي أمامك، ضع قطبيّ الكربون في الكأس (A). هل يوصّل المحلول التيار الكهربائي؟ سجّل مشاهدتك في الجدول.

6 – كرّر الخطوة رقم 5 للكأس (B).

وجه المقارنة رمز العينة	الحالة الفيزيائية	الذوبان في الماء	التوصيل الكهربائي
A			
B			

الاستنتاج :

- المركب الأيوني يوجد في الحالة ..... ، ويكوّن محلولًا عند .....
  في الماء، ومحلوله ..... التيار الكهربائي.
- المركب الأيوني من العينتين السابقتين هو المركب الذي له الرمز .....

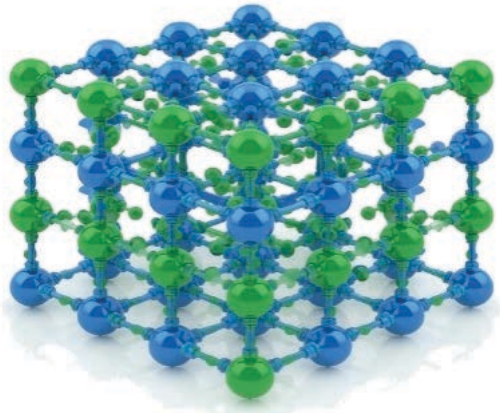
❖ خواص المركبات الأيونية:

ترجع معظم الخواص المميِّزة للمركبات الأيونية إلى الشكل البلوري الذي تصطف فيه الكاتيونات والأنيونات، وتنقسم هذه الخواص إلى:

1 - الحالة الفيزيائية:

تَصطَف الأيونات مختلفة الشّحنة على شكل «مصفوفات ثلاثيّة الأبعاد ممتدّة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية» تسمى بـ **الشبكة البلّورية** كما في الشكل (25).

يؤدي هذا الشكل أو الترتيب إلى زيادة قوّة التجاذب بين الأيونات مختلفة الشّحنة، مما يجعل معظم المركبات الأيونية في **الحالة الصّلبة** عند درجة حرارة الغرفة (علل).



شكل (25)
يوضح الشبكة البلورية لكلوريد الصوديوم

2 - درجة الانصهار والغليان:

تعتمد درجة الانصهار والغليان على قوّة التجاذب بين جسيمات المادة، فكلما ارتفعت هذه القوّة ارتفعت درجة الانصهار والغليان للمادة. وبالنظر للمركبات الأيونية وارتفاع قوّة التجاذب بين الأيونات مختلفة الشّحنة في مركباتها، فترتفع درجة الانصهار والغليان لها، ويوضح الجدول (14) درجات الانصهار والغليان لبعض المركبات الأيونية.

اسم المركب	درجة الانصهار (^{o}C)	درجة الغليان (^{o}C)
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

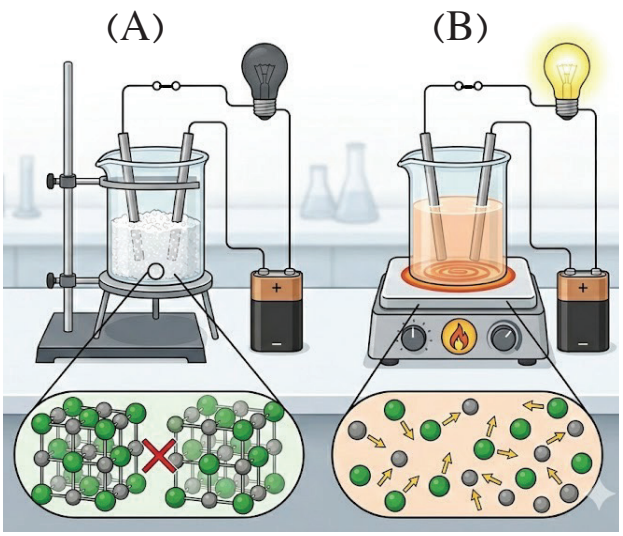
جدول (14)

1 - التوصيل الكهربائي:

تفحص التجربة في الشكل (26) :

الشكلان يمثلان دائرة كهربائية مغلقة كما يلي:

في الشكل (A): الكأس يحتوي على مركب أيوني صلب. وفي الشكل (B): الكأس يحتوي على مصهور لمركب أيوني. ماذا تلاحظ؟ سجِّل مشاهدتك.



شكل (26)

المشاهدة:

.....

.....

.....

لكي يتم التوصيل الكهربائي في الدائرة لابد من **وجود أيونات** (حاملات) **حرَّة الحركة** توّصل (تحمل) هذا التيار الكهربائي خلال الدائرة الكهربائية، ففي الشكل (A) لم يضيء المصباح، فعلى الرغم من وجود الأيونات في المركب الأيوني الصلب إلاّ أن الروابط في الشبكة البلّورية تجعلها مقيّدة (غير حرّة) الحركة. بينما في الشكل (B)، في حالة المصهور أو المحلول فإن الروابط بين الأيونات في الشبكة البلّورية تتفكّك وتصبح الأيونات حرّة الحركة توصل التيار الكهربائي وبالتالي يضيء المصباح.

كلوريد الصوديوم (NaCl)، المعروف باسم ملح الطعام، مركب أيوني يتميز ببنية بلورية مكعبة. تترابط هذه الشبكة البلورية بقوى كهروستاتيكية قوية، وهو ما يفسر ارتفاع درجة انصهار المركب التي تبلغ حوالي ($801^{o}C$). وباعتباره إلكتروليتًا قويًا، يتفكك كلوريد الصوديوم كليًا إلى أيوناته المكونة له عند ذوبانه في مذيبات قطبية كالماء، مما يزيد بشكل ملحوظ من القوّة الأيونية للمحلول وتوصيله الكهربائي. إلى جانب استخداماته في الطهي، يُعدّ كلوريد الصوديوم (NaCl) عنصرًا فسيولوجيًا أساسيًا، إذ يُسهم في الحفاظ على الضغط الأسموزي، وتوازن السوائل، وانتقال الإشارات عبر أغشية الخلايا العصبيّة بواسطة مضخّة الصوديوم والبوتاسيوم.

لديك العناصر الكيميائية التالية:

Na , Mg , F , Cl

والمطلوب:

1 – اكتب أكبر عدد من صيغ المركبات الأيونية الممكن تكوينها من هذه العناصر.

.....

.....

.....

.....

2 – رتّب المركبات الأيونية التي حصلت عليها من حيث الخاصّية الأيونية من الأقل إلى الأعلى.

.....

.....

.....

.....

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	قوة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشُّحنة في المركب الأيوني.	.....
2	مصفوفات ثلاثيّة الأبعاد ممتدّة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية.	.....

السؤال الثاني: اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1 – أحد المركبات التالية ينتج من ارتباط المغنيسوم مع النيتروجين:

❑ $MgCl_2$ ❑ Mg_3N_2 ❑ MgO ❑ Mg_2N_3

2 – أحد المركبات التالية له أكبر خاصية أيونية: استخدم الجدول المقابل لقيم السالبية الكهربائية حسب مقياس باولنج.

❑ $NaCl$ ❑ K_2O ❑ MgF_2 ❑ LiF

رمز العنصر	قيم السالبية الكهربائية
K	0.8
Na	0.9
Li	1.0
Mg	1.2
Cl	3.0
O	3.5
F	4.0

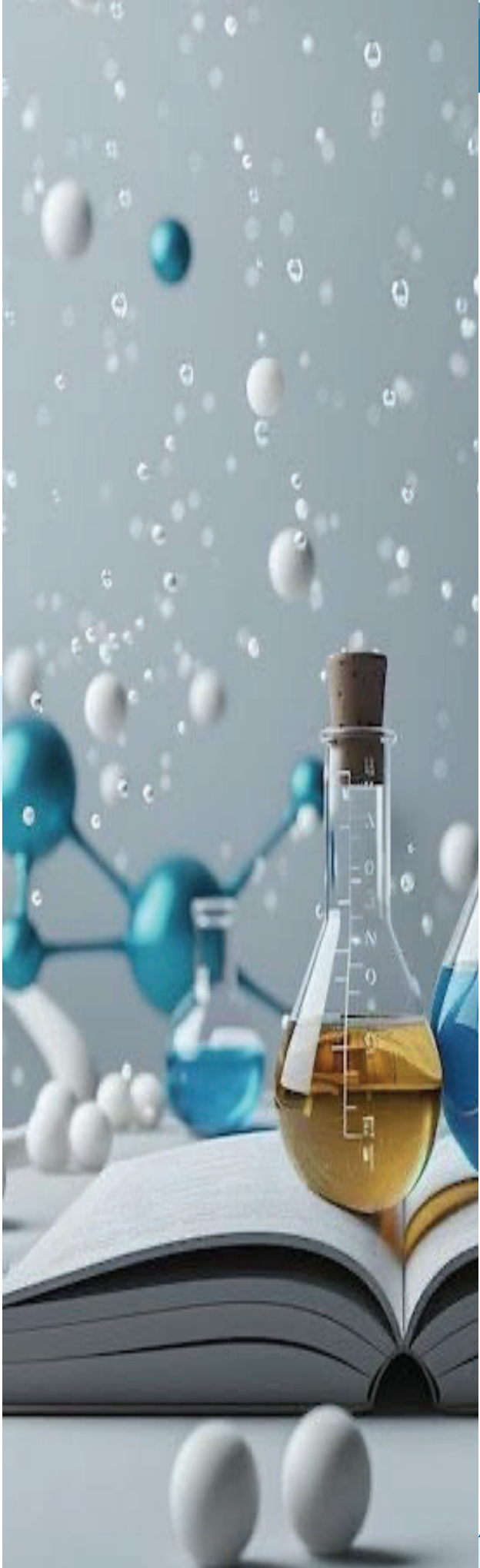
السؤال الرابع: أجب عما يلي:

وجه المقارنة	البوتاسيوم	الفلور
الرمز الكيميائي		
وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباطهما		
اسم المركب الناتج وصيغته		
اسم المركب:	صيغة المركب:	
درجة انصهار أو غليان المركب الناتج؟ (منخفضة/ مرتفعة)		
هل يوصّل مصهور المركب الناتج التيار الكهربائي؟ (نعم/ لا)		
فسّر إجابتك		

قال تعالى :

﴿ وَٱجۡعَل لِّي وَزِيرٗا مِّنۡ أَهۡلِي ٢٩ هَٰرُونَ أَخِي ٣٠ ٱشۡدُدۡ بِهِۦٓ أَزۡرِي ٣١ وَأَشۡرِكۡهُ فِيٓ أَمۡرِي ٣٢ ﴾

سورة طـــه (29-32)



الفصل الثاني : الرابطة التساهمية والرابطة التناسقية
Chapter 2 : Covalent Bond & Coordinate Bond

الدرس (2-1) : الرابطة التساهمية

Covalent Bond

الدرس (2-2) : خواص المركبات التساهمية

Covalent Compounds Properties

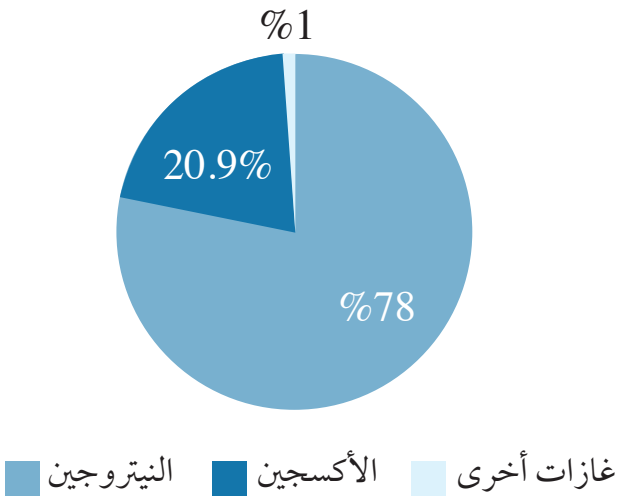
الدرس (2-3) : الرابطة التناسقية

Coordinate Bond

الدرس [2-1]

الرابطة التساهمية
Covalent Bond

مكونات الغلاف الجوي من الغازات



لقد تجلّت قدرة الخالق عزّ وجل في خلق كل شيء بحساب وبقدر معلوم، فلو نظرنا إلى تكوين الغلاف الجوّي للأرض مثلًا سنجد أن النّصيب الأكبر هو لغاز النيتروجين (N_2) بنسبة 78% يليه الأكسجين (O_2) بنسبة 20.9% وغازات أخرى تشكل نسبة 1% من الغلاف الجوّي منها غاز الهيدروجين (H_2) وغاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) والميثان (CH_4) وبخار الماء (H_2O) وغيرها من الغازات.

جميع المركبّات أو الجزيئات التي ذكرت هي مركبات ترتبط فيما بينها برابطة كيميائية، والآن دعنا نتعرّف على هذه الرابطة وكيفيّة تكوينها وماهي خواص مركباتها.

ماذا سأتعلم ؟

- مفهوم الرابطة التساهميّة (الأحادية – الثنائيّة – الثلاثّية).
- تكوين المركبات التساهميّة.

كيف سأتعلم ؟

- أتعرّف على مفهوم الرابطة التساهمية (الأحادية – الثنائيّة – الثلاثّية).
- أكتب تفاعل يمثّل الترتيب الإلكتروني النقطي المكوّن للمركبات التساهميّة.

نشاط...

أمامك أنت وزميلك ورقة بيضاء – قلم للكتابة والمطلوب:

1 – قم أنت وزميلك بكتابة كلمة «استقرار» على الورقة في نفس الوقت باستخدام القلم نفسه.

كيف سيتم ذلك؟

ماذا تعلمت من النشاط؟ تلميح:(كلمة أساسية «مشاركة»)

للوصول إلى كتابة كلمة «استقرار» يجب على المتعلمين..... القلم.

يقوم الأساس الذي تبنى عليه الرابطة التساهميّة على مشاركة الذرّات فيما بينها بالإلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار، فلا يحدث انتقال للإلكترونات بين الذرات كما هو الحال في الرابطة الأيونية، وتعرّف **الرابطة التساهمية** بأنها: «رابطة تتكوّن نتيجة تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرّات». وسنأخذ المثال التالي لنوضح المقصود.

مثال (1)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرتي الهيدروجين لتكوين جزيء الهيدروجين.

$$H\cdot \;+\; \cdot H \;\rightarrow\; ??$$
$$1 \qquad 1$$

تذكر أن الذرّات تسعى لتحقيق الاستقرار عن طريق تطبيق قاعدة الثمانية بأن يصبح الترتيب الإلكتروني لها مشابه للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل، وفي حالة ذرّة الهيدروجين (استثناء لقاعدة الثمانية) فإنها تسعى ليصبح ترتيبها الإلكتروني مشابه لغاز الهيليوم النبيل. ولكن كيف سيتم ذلك؟ ستقوم كل ذرّة من الهيدروجين بمشاركة إلكترون التكافؤ للوصول لحالة الاستقرار، وبذلك تتشارك ذرّتا الهيدروجين بزوج من الإلكترونات.

الحـل:

$$\underset{1}{H\cdot} + \underset{1}{\cdot H} \rightarrow \underset{2}{H}\!-\!\underset{2}{H} \qquad H_2$$

تسمى الرابطة بين ذرّتي الهيدروجين بـ **الرابطة التساهميّة الأحادية**: «الرابطة التي تتكوّن عندما تشارك الذرّة المكونة للرابطة بإلكترونٍ واحدٍ للوصول إلى حالة الاستقرار».

مثال (2)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتي الأكسجين لتكوين جزيء الأكسجين.

$$\underset{2,6}{:\ddot{O}:} + \underset{2,6}{:\ddot{O}:} \rightarrow ??$$

حتى تصل كل ذرّة من ذرّات الأكسجين المشاركة في الرابطة إلى حالة الاستقرار أي يصبح ترتيبها الإلكتروني مشابه لغاز النيون النبيل، فإنها تشارك بإلكترونين (زوج واحد من الإلكترونات)، وبذلك تتشارك ذرّتا الأكسجين بزوجين من الإلكترونات.

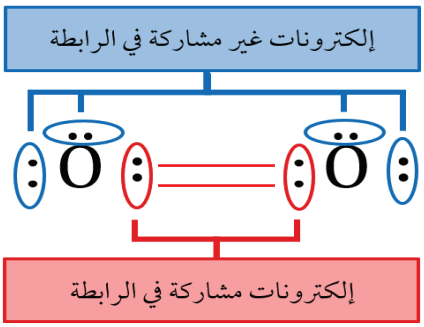
الحـل:

$$\underset{2,6}{:\ddot{O}:} + \underset{2,6}{:\ddot{O}:} \rightarrow \underset{2,8\ \ 2,8}{:\ddot{O}{=}\ddot{O}:} \qquad O_2$$

وبسبب مشاركة الذرّات بزوجين من الإلكترونات تتكون **الرابطة التساهميّة الثنائية**: «الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرّة الواحدة المكوّنة للرابطة بإلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار». في هذا التفاعل يوجد نوعان من الإلكترونات على هيئة أزواج كما في الشكل (27):

1 - إلكترونان (زوج من الإلكترونات) مشاركان في تكوين الرابطة لكل ذرّة.

2 - أربعة إلكترونات (زوجان من الإلكترونات) غير مشاركة في الرابطة لكل ذرّة



شكل(27): الإلكترونات في جزيء الأكسجين

مثال (3)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتي النيتروجين لتكوين جزيء النيتروجين.

الحل:

$$\cdot\ddot{N}\cdot + \cdot\ddot{N}\cdot \rightarrow \ddot{N} \equiv \ddot{N} \qquad N_2$$

حسب ما سبق، ما نوع الرابطة بين ذرّتي النيتروجين؟ وهل تستطيع أن تضع تعريفًا لهذه الرابطة؟ ما هو عدد الأزواج من الإلكترونات المشاركة في الرابطة؟ وما هو عدد الأزواج غير المشاركة في الرابطة؟

سجل إجابتك:

نوع الرابطة			
التعريف			
عدد الأزواج المشاركة		عدد الأزواج غير المشاركة	

تمرين (1)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتين من الفلور:

.....

نوع الرابطة: ..... **اسم المركب الناتج:** .....

دعنا نلخص ما سبق :

1 – تتكوّن الرابطة التساهميّة نتيجة مشاركة للإلكترونات بين ذرّات اللافلزات.

2 – تتكوّن روابط تساهميّة أحادية أو ثنائيّة أو ثلاثيّة حسب أعداد الإلكترونات التي تشارك بها الذرات.

3 – توجد إلكترونات تشارك في تكوين الرابطة وأخرى لا تشارك في الرابطة.

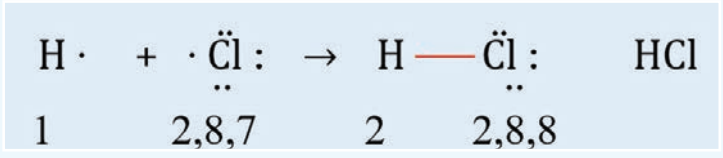
4 – في الأمثلة السابقة لاحظ أن الجزيئات متكونة من ذرّات من نفس نوع العنصر ولا توجد بينها فرق في السّالبية الكهربائية.

نلاحظ من الأمثلة السابقة ارتباط ذرّتين من نفس نوع العنصر، ولكن هل من الممكن ارتباط ذرّتين مختلفتين مع بعضهما برابطة تساهميّة؟ وكيف يتم ذلك؟

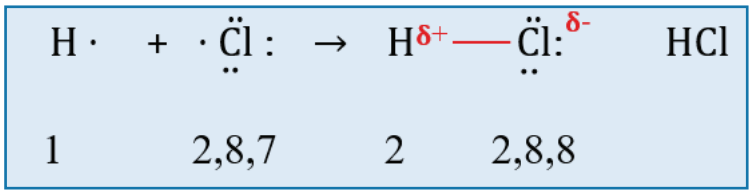
مثال (4)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الكلور لتكوين كلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروكلوريك).

الحـــل:



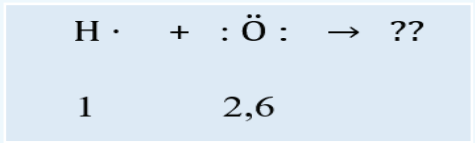
تتشارك ذرّة الهيدروجين وذرّة الكلور في زوج الإلكترونات بينهما للوصول إلى حالة الاستقرار لتكوين رابطة تساهميّة أحادية، ولكن نظرًا لارتفاع السّالبية الكهربائية للكلور عنها للهيدروجين، فإن زوج الإلكترونات المكون للرابطة التساهمية الأحادية يصبح أقرب لذرّة الكلور فتؤثر عليها بشحنة جزئيّة سالبة لها الرمز (δ^-)، بينما تظهر شحنة جزئيّة موجبة (δ^+) نظرًا لابتعاد زوج الإلكترونات المكون للرابطة عن ذرة الهيدروجين. (يسمى الرمز δ «دلتا»)



لذا تسمى الرابطة بين الهيدروجين والكلور في جزيء كلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروكلوريك) بـ رابطة تساهميّة أحادية قطبية. ويعتبر المركب الناتج مركّبًا قطبيًّا.

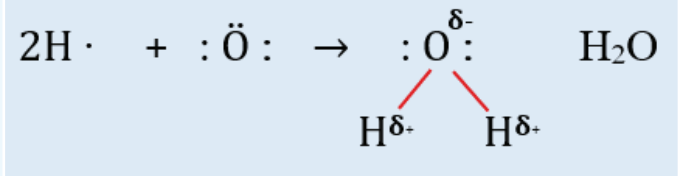
مثال (5)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الأكسجين لتكوين جزيء الماء.



أصبحت قادرًا الآن أن تتعرّف حاجة كل ذرّة للوصول لحالة الاستقرار، فستلاحظ أن ذرّة الهيدرجين تحتاج إلى إلكترون واحد فقط، بينما ذرّة الأكسجين إلى إلكترونين، فلذلك سيتم إضافة ذرّة هيدروجين أخرى لهذا التفاعل. ونظرًا لارتفاع السّالبية الكهربائية للأكسجين عنها للهيدروجين ستتكوّن الشحنات الجزئيّة الموجبة والسالبة على الذرات كما يلي:

الحـل:

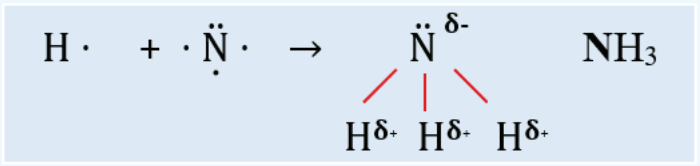


وتكون الرابطة بين ذرة الأكسجين وأي ذرة من الهيدروجين في جزيء الماء رابطة تساهميّة أحادية قطبيّة. ويكون المركب الناتج مركّبًا قطبيًّا.

مثال (6)

وضح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع النيتروجين لتكوين جزيء الأمونيا.

الحل:



ما اسم الرابطة المتكونة بين ذرّة النيتروجين وكل ذرّة من ذرّات الهيدروجين؟

سجل إجابتك:

.....

تمرين (2)

وضح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الفلور.

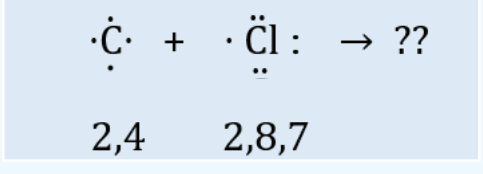
.....

نوع الرابطة: ..... اسم المركب الناتج: .....

والآن أصبحت مستعدًّا لمناقشة مثال أكثر تحدّيًا، فهل أنت جاهز؟

مثال (7)

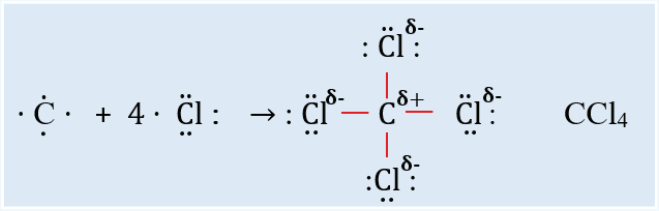
وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الكربون مع الكلور لتكوين رابع كلوريد الكربون.



تابع مثال (7)

إن ذرّة الكربون بحاجة للمشاركة بأربع إلكترونات (زوجين من الإلكترونات)، بينما ذرّة الكلور تستطيع المشاركة بإلكترون واحد فقط، وللوصول إلى حالة الاستقرار يجب تفاعل ذرّة واحدة من الكربون مع أربع ذرّات من الكلور.

الحـل:



وتكون الرابطة بين ذرّة الكربون وأي ذرّة كلور رابطة تساهميّة أحادية قطبيّة، وعلى الرغم من تكوّن الشحنات الجزئية بسبب ارتفاع السالبية الكهربائية للكلور عنها للكربون إلاّ أن المركب الناتج غير قطبي (علل)، ويرجع ذلك إلى أن الروابط الأربعة مرتّبة بشكلٍ متساوٍ في المركب المتكون مما يلغي أثر الشحنات الكهربائية المختلفة.

الدرس [2-2]

خواص المركبات التساهمية
(الكشف عن المركبات التساهمية)
النشاط العملي الثاني

الهدف من النشاط	الكشف عن المركبات الأيونية عن طريق التجربة العملية
المهارات المكتسبة	الكشف عن المركبات التساهمية عن طريق التجربة العملية.
أدوات النشاط	الملاحظة – تسجيل البيانات – المقارنة – التمييز – الاستنتاج – العمل الجماعي والتعاوني.
الأمن والسلامة	عينة (A, B) – سحّاحة زجاجية 50 mL – كأس زجاجية 50 mL – دائرة كهربائية باستخدام أقطاب الكربون – ساق أبونايت – قطعة صوف.

خطوات العمل

تفحّص العينات الثلاث لمركبات تساهمية من حيث الحالة الفيزيائية، وسجّل مشاهدتك في النتيجة.

أمامك عينتين لمركبات تساهمية في الحالة السائلة معبأة داخل السحاحة لها الرمز (A, B) والمطلوب:

1 – قُم بدَلك ساق الأبونايت بقطعة الصوف عدة مرات.

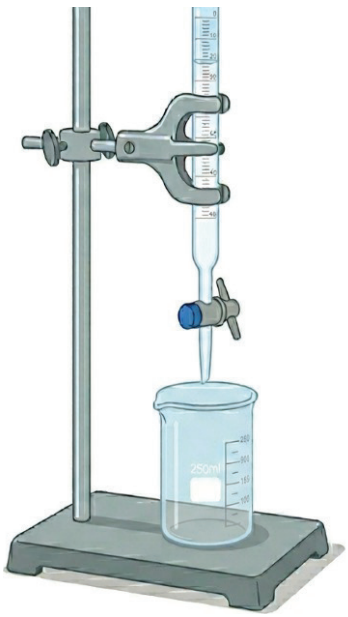
2 – افتح صمّام السحاحة التي لها الرمز (A) ودع السائل ينساب في الكأس.

3 – قرِّب ساق الأبونايت المدلوك نحو السائل المنساب من السحّاحة.

ماذا يحدث للسائل المنساب؟ ماذا تستنتج؟ سجّل استنتاجك في الجدول.

4 – باستخدام الدائرة الكهربائية التي أمامك، ضع قطبيّ الكربون في الكأس الخاص بالعينة (A). هل يوصّل المحلول التيار الكهربائي؟ سجّل مشاهدتك في الجدول.

5 – كرّر الخطوات (1 - 4) للكأس الخاص بالعينة (B).



وجه المقارنة / رمز العينة	الحالة الفيزيائية	قطبية المركب	التوصيل الكهربائي
A			
B			

الاستنتاج :

- توجد المركبات التساهمية في الحالة ..... و ..... و .....
- المركبات التساهمية في الحالة السائلة، تكّون محاليل ..... توصل التيار الكهربائي، ومحاليل ..... لا توصل التيار الكهربائي.
- المركب التساهمي القطبي من العينتين السابقتين هو المركب الذي له الرمز .....
- المركب التساهمي غير القطبي من العينتين السابقتين هو المركب الذي له الرمز .....

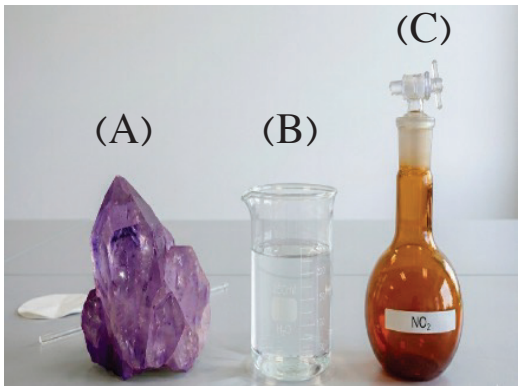
❖ خواص المركبات التساهمية :

على عكس المركبات الأيونية التي يحدث فيها انتقال للإلكترونات، فإن المركبات التساهمية تتشاركها، مما يؤدي إلى خصائص فيزيائية وكيميائية مميزّة لها. تنقسم هذه الخواص إلى:

1 - الحالة الفيزيائية:

توجد المركبات التساهميّة في حالات المادة الثلاث (الصّلبة والسائلة والغازيّة) عند درجة حرارة الغرفة كما في الشكل (28)، حيث يمثل (A) مركب تساهميّ يوجد في الحالة الصّلبة وهو ثاني أكسيد السيليكون أو الكوارتز (SiO_2).

(B) مركب تساهميّ في الحالة السائلة وهو الماء (H_2O)، والمركب التساهميّ (C) في الحالة الغازيّة وهو غاز ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2).



الشكل (28)

حالات المادة الثلاثة للمركبات التساهمية

2 - درجة الانصهار والغليان:

تتميّز المركبات التساهميّة بشكلٍ عام بانخفاض درجات الانصهار والغليان. يُستثنى من ذلك بعض المركبات التي تكوّن المواد الصّلبة مثل الكوارتز.

اسم المركب	الحالة الفيزيائية	درجة الانصهار (^oC)	درجة الغليان (^oC)
H_2	غاز	-259	-253
Cl_2	غاز	-101	-34
H_2O	سائل	0	100
SiO_2	صلب	~ 1710	~ 2230

جدول (15)

3 - التوصيل الكهربائي:

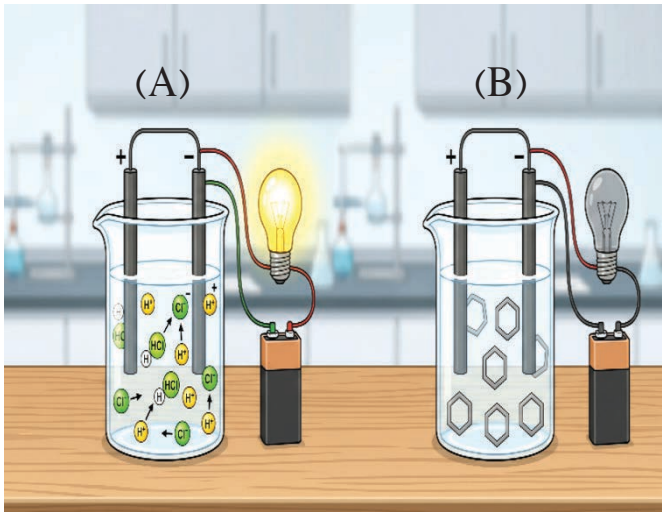
تفحص التجربة في الشكل(29):

الشكلان يمثلان دائرة كهربائية مغلقة كما يلي:

في الشكل (A): الكأس يحتوي على مركب تساهميّ قطبيّ سائل.

وفي الشكل (B): الكأس يحتوي على مركب تساهميّ غير قطبي سائل. ماذا تلاحظ؟

سجّل مشاهدتك.



شكل (29)

المشاهدة:

.....

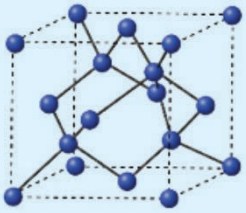
.....

.....

تنقسم المركبات التساهميّة حسب قدرتها على التوصيل الكهربائي إلى:

- مركبات تساهميّة غير قطبية لا توصّل التيار الكهربائي عند ذوبانها في الماء (علل) بسبب عدم وجود أيونات حرّة توصّل التيار الكهربائي. (مثل: غاز الكلور، رابع كلوريد الكربون).
- مركبات تساهميّة قطبيّة توصّل التيار الكهربائي عند ذوبانها وتفككها في الماء (علل) بسبب وجود أيونات حرّة توصّل التيار الكهربائي. (مثل: حمض الهيدروكلوريك، محلول الامونيا).

يعد الألماس من أصلب المواد الطبيعية التي عرفها الإنسان، ويعود الفضل إلى الروابط التساهمية القوية وترتيبها في شبكة ثلاثية الأبعاد الفريدة بين ذراته.



يتكون الألماس من عنصر الكربون فقط، حيث ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات مجاورة عبر روابط تساهميّة قوية جدًا، مشكّلةً شبكةً بلّوريةً ثلاثيّة الأبعاد صلبةً للغاية تسمى «الشبكة رباعية السطوح». هذا الهيكل المتين يمنح الألماس صلابةً لا تضاهى ومقاومةً هائلة للخدش، مما جعله مثاليًا لاستخدامات حيوية في الحياة؛ فإلى جانب كونه حجر زينةٍ نادرًا لجماله ولمعانه، فإنه يستخدم صناعيًا كـأداة قطعٍ قويةٍ لحفر الآبار، وقطع الزجاج وتشكيل المعادن الصلبة، ويُستخدم كمشتّت للحرارة في الإلكترونيات المتقدمة نظرًا لقدرته العالية على توصيل الحرارة.

لديك المركبات التالية: Cl_2 , HCl والمطلوب إكمال ما يلي:

1 – هل يوصّل (Cl_2) التيّار الكهربائي عند ذوبانه في الماء؟ .....

2 – فسّر اجابتك

.....

.....

	Cl_2	HCl
نوع الرابطة		
الحالة الفيزيائية في درجة حرارة الغرفة		
قطبيّة المركب		

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	الروابط التي تتكوّن نتيجة تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرّات.	.....
2	الرابطة التي تتكوّن عندما تشارك الذرّة الواحدة المكوّنة للرابطة بثلاثةِ إلكتروناتٍ للوصول إلى حالة الاستقرار.	.....

السؤال الثاني: وضح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط كلاّ مما يلي:

ذرّتان من الكلور لتكوين جزيء الكلور	
نوع الرابطة	

السؤال الثالث: أجب عما يلي:

أنا جزيء لا أفقد إلكترونات ولا أكتسبها، أتكوّن عندما تتشارك ذرتين مني بثلاثة أزواج من الإلكترونات. فمن أكون؟

.....

.....

.....

الدرس [2-3]

الرابطة التناسقية

Coordinate Bond

لو تأملت الصورة الافتتاحية للدرس فستجد أن الأب يملك مظلّة كبيرة تحميه من الأمطار، بينما الابن لا يملك مظلة. ولذلك سيقوم الأب بمنح أو مشاركة لهذه المظلة مع ابنه، فيصبح الاثنان في مأمن أو في حالة من الاستقرار بعيدًا عن الأمطار.

فكمثل الأب والابن، فإن الذرات تسلك هذا السلوك لتحقق الاستقرار.

فكيف يتم ذلك؟ وماذا تسمى هذه الرابطة؟ هل هي أيونية؟ أم تساهمية؟

أم هي رابطة أخرى؟

ماذا سأتعلم ؟

- مفهوم الرابطة التناسقية.
- تكوين الرابطة التناسقية.

كيف سأتعلم ؟

- أتعرّف على مفهوم الرابطة التناسقية.
- أكتب تفاعل يمثل مركبات ترتبط برابطة تناسقية.

نشاط...

أنظر إلى الصورة التالية:

والمطلوب أجب عما يلي:

1 – هل الهاتف النقّال (A) ممتلئ بالشحن؟ (نعم / لا)

2 – هل الهاتف النقّال (B) ممتلئ بالشحن؟ (نعم / لا)

برأيك ما هو الحل لمشكلة الهاتف النقّال (B)؟

.....

3 – هل يصبح الشاحن مُلكًا لصاحب الهاتف النقّال (B) إذا استعمله؟ (نعم / لا)

4 – ماذا نطلق على صاحب الهاتف النقّال (A) بالنسبة لسلك الشاحن؟ (مانح – مستقبل)

5 – ماذا نطلق على صاحب الهاتف النقّال (B) بالنسبة لسلك الشاحن؟ (مانح – مستقبل)

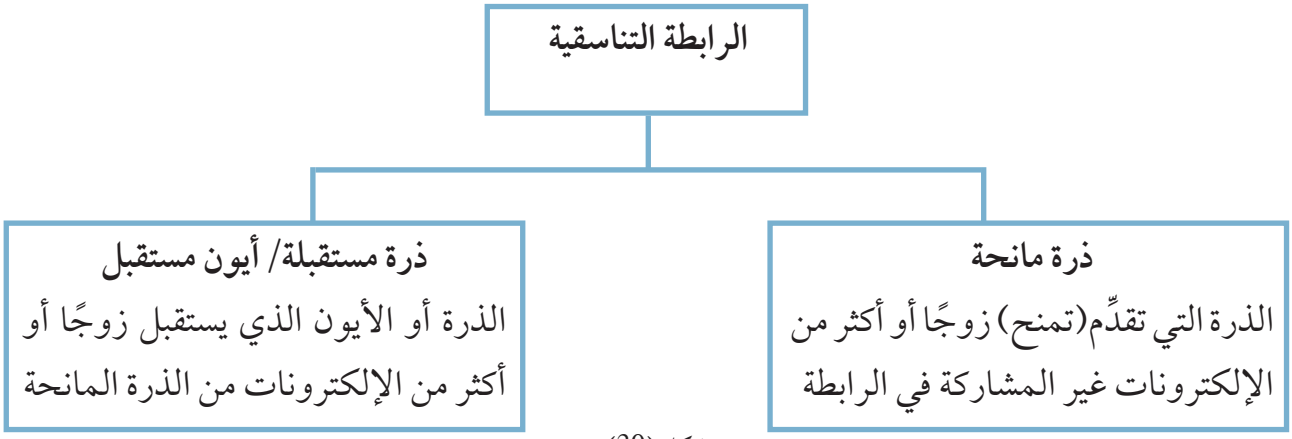
6 – بعد فترة من الشحن، هل يصل الهاتفان إلى حالة الشحن الكامل؟ (نعم / لا)

ماذا تعلمت من النشاط؟

.....

.....

إن الهدف الواضح من النشاط السابق هو مشاركة الشاحن بين الشخصين المالكين للهواتف النقّالة للوصول إلى حالة الشحن الكامل وهو ما يتشابه مع مفهوم الرابطة التساهمية، حيث كل ذرة مشاركة في الرابطة تشارك بعدد من الإلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار. وفي النشاط أيضًا وجدنا مفهومًا جديدًا وهو المنح والاستقبال، وهو مفهوم **الرابطة التناسقية**:«نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى أو أيون بزوج أو أكثر من الإلكترونات غير المشتركة في روابط». يوجد في الرابطة التناسقية نوعين من الذرات حسب التعريف كما في الشكل (30):



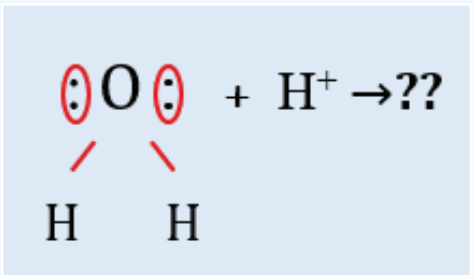
شكل (30)

وحتى نميِّز الذرة المانحة في الروابط فإننا نستخدم علامة سهم (→) يخرج من الذرة المانحة بزوج الإلكترونات غير مشارك في رابطة متّجهًا إلى الذرة المستقبلة. والآن سنستعرض أمثلة توّضح كيفية تكوين الرابطة التساهمية في المركبات.

مثال (1)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط جزيء الماء مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الهيدرونيوم (H_3O^+).

الحـل:



دعنا نقسم التفاعل إلى جزئين:

1 – الجزء الأول منه يتكّون من جزيء الماء، ماهي الرابطة بين الهيدروجين والأكسجين في المركب؟

الرابطة هي رابطة تساهمية أحادية، وكلٌّ من الهيدروجين والأكسجين في حالة استقرار.

2 – الجزء الثاني من التفاعل هو (H^+) ويسمى كاتيون الهيدروجين أو (بروتون).

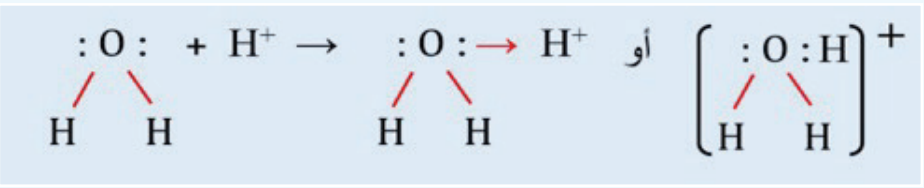
والآن كيف ستتم الرابطة بين جزيء الماء مع كاتيون الهيدروجين؟

تابع مثال (1)

تابع الحل:

لاحظ وجود زوجين من الإلكترونات في ذرة الأكسجين لم تشارك برابطة، بينما كاتيون الهيدروجين لا يملك أي إلكترونات.

ستعمل ذرة الأكسجين كذرة مانحة تشارك بزوج واحد من الإلكترونات مع كاتيون الهيدروجين الذي سيعمل كذرة مستقبلة.



ماهي أنواع الروابط في كاتيون الهيدرونيوم؟

رابطتين تساهميتين أحاديتين ورابطة تناسقية واحدة.

تمرين (1)

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط جزيء الأمونيا مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الأمونيوم (NH_4^+).

.....

- الذرة المانحة :..... الذرة المستقبلة:.....

- ما هي أنواع الروابط في كاتيون الأمونيوم؟

.....

اختر من القائمة (ب) ما يناسب القائمة (أ) بوضع الرقم المناسب أمامها بين القوسين:

م	القائمة (أ)		القائمة (ب)
1	مركب يحتوي على رابطتين تساهميتين أحاديتين ورابطة تناسقية واحدة.	( )	NH_4^+
2	مركب يحتوي على ثلاثة روابط تساهمية أحادية ورابطة تناسقية واحدة.	( )	CO
3	مركب يحتوي على ثلاثة روابط تساهمية أحادية.	( )	H_3O^+
		( )	NH_3

السؤال الأول: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى أو أيون بزوج أو أكثر من الإلكترونات غير المشتركة في روابط.	.....

السؤال الثاني: ضع علامة(✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي :

1 – في كاتيون الهيدرونيوم تمنح ذرة الأكسجين زوجًا واحدًا من الإلكترونات لكاتيون الهيدروجين. ( )

2 – الذرة المستقبلة في كاتيون الأمونيوم هي كاتيون الهيدروجين. ( )

السؤال الثالث: أجب عما يلي:

أيّهما يفسّر تكوّن الرابطة التناسقية بشكل أدق؟ مع السبب؟

أ – كل ذرة تساهم بإلكترون واحد.

ب– ذرة واحدة تساهم بزوج من الإلكترونات مع كاتيون الهيدروجين.

ج – انتقال إلكترونات بالكامل من ذرة لأخرى.

د – عدم وجود إلكترونات في الرابطة.

.....

.....

.....

مـــن وطـــنـــي

الصندوق الكويتي للتنمية
Kuwait Fund

تأسس الصندوق الكويتي للتنمية في 31 ديسمبر 1961، مباشرة بعد استقلال دولة الكويت، ليكون أول مؤسسة إنمائية في الشرق الأوسط يتم إنشاؤها من قبل دولة نامية لمساعدة الدول النامية الأخرى. جاءت الفكرة برؤية سامية من أمير الكويت الراحل الشيخ عبد الله السالم الصباح، الذي أدرك أن ثروة الكويت يجب أن تُسهم في استقرار وازدهار المنطقة والعالم. تتمثل المهام الأساسية للصندوق في تقديم الدعم المادي والفني لتحقيق التنمية المستدامة من خلال:

- **تقديم القروض الميسرة**: لتمويل مشاريع البنية التحتية (كالطرق، السدود، والمطارات).
- **تقديم المنح والمعونات الفنية**: لتمويل دراسات الجدوى وتدريب الكوادر البشرية.
- **المساهمة في موارد مؤسسات التنمية**: الدولية والإقليمية لدعم المشاريع الكبرى.
- **دعم قطاعات حيوية**: مثل الزراعة، النقل، الطاقة، المياه، والصحة.

تمثّل دولة الكويت (عبر الصندوق) «الدولة **المانحة**»، فهي تمتلك الفائض المالي والخبرة الفنية التي تشارك بها الدول النامية (الدول **المستقبلة**) التي تمتلك الاحتياج التنموي والمساحة لمشاريع النمو بهدف بناء **استقرار** تنموي.

التنمية المستدامة

تُعد الروابط الكيميائية الأساس الذي تُبنى عليه جميع المواد في الطبيعة، بما في ذلك المواد الحيوية داخل جسم الإنسان والأدوية المستخدمة في علاج الأمراض. فترابط الذرات مع بعضها البعض من خلال روابط مختلفة مثل الروابط الأيونية والتساهمية والتناسقية يؤدي إلى تكوين مركبات لها خصائص محددة تتحكم في سلوكها داخل الجسم.

فعلى سبيل المثال، تحدّد الروابط الكيميائية في الدواء مدى ذوبانه في الدم، وسرعة انتقاله إلى الخلايا، وقدرته على الارتباط بالمستقبلات الحيوية في الجسم. وهذا يعني أن أي تغيير بسيط في نوع الرابطة أو ترتيب الذرات يمكن أن يغير تأثير الدواء بالكامل، إما بزيادة فعاليته أو تقليلها.كما أن فهم العلماء لطبيعة الروابط الكيميائية ساعد في تطوير صناعة الأدوية الحديثة، حيث يتم تصميم مركبات كيميائية دقيقة تستهدف مسببات المرض مباشرة دون الإضرار بالخلايا السليمة. ومن الأمثلة على ذلك الأدوية التي تُصمم لتثبيط إنزيمات معينة أو منع تكاثر البكتيريا والفيروسات، وكل ذلك يعتمد على فهم دقيق للتفاعل بين الجزيئات والروابط بينها.

وبالتالي، فإن الروابط الكيميائية تمثل حجر الأساس في التطور الطبي والصحي، لأنها تساعد في ابتكار حلول فعّالة للوقاية من الأمراض وعلاجها. وهذا يسهم بشكل مباشر في تحقيق الهدف الثالث من أهداف التنمية المستدامة: الصحة الجيدة والرفاه ضمن إطار United Nations Sustainable Development Goals، من خلال رفع مستوى الصحة العامة وتحسين جودة حياة الإنسان في المجتمع.

تـــقـــــويـــم الوحـــــدة الـثـانـيـة

الـروابط الـكيميائـية (الأيونية، التساهمية، التناسقية)

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة لكل عبارة من العبارات الآتية وذلك بوضع علامة (✓) في المربع المقابل لها:

1 – أحد العناصر التالية يميل لفقد إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار:

❑ $_{16}S$ ❑ $_{12}Mg$ ❑ $_{6}C$ ❑ $_{8}O$

2 – العنصر الذي تميل ذرته لاكتساب ثلاث إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار:

❑ $_{7}N$ ❑ $_{8}O$ ❑ $_{13}Al$ ❑ $_{10}Ne$

3 – عدد إلكترونات التكافؤ لعناصر مجموعة الهالوجينات :

❑ 1 ❑ 3 ❑ 5 ❑ 7

4 – الترتيب الإلكتروني لأنيون الكلوريد (Cl^-) يشبه الترتيب الإلكتروني لعنصر:

❑ $_{2}He$ ❑ $_{9}F$ ❑ $_{10}Ne$ ❑ $_{18}Ar$

5 – كاتيون (Na^+) يشبه في ترتيبه الإلكتروني العنصر:

❑ $_{9}F$ ❑ $_{10}Ne$ ❑ $_{17}Cl$ ❑ $_{18}Ar$

6 – أحد المركبات التالية مركب أيوني:

❑ KCl ❑ NH_3 ❑ HCl ❑ H_2O

7 – عدد الإلكترونات التي تساهم بها ذرة الأكسجين في جزيء الماء (H_2O) تساوي:

❑ إلكترون واحد ❑ 2 إلكترون ❑ 3 إلكترونات ❑ 4 إلكترونات

تقـــويـــم الوحـــدة الـثـانـيـة

السؤال الثاني: ضع علامة(✓) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة غير الصحيحة فيما يلي :

م	العبارة	الإجابة
1	عندما تفقد الذرة إلكتروناً أو أكثر تتحول إلى أنيون.	( )
2	لتطبيق قاعدة الثمانية على عنصر الفوسفور $_{15}P$ فإنه يفقد (3) إلكترونات أثناء التفاعل.	( )
3	كلوريد الصوديوم الصلب لا يوصل التيار الكهربائي.	( )
4	جميع المركبات التساهمية توجد في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة.	( )

السؤال الثالث: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
1	الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ جزئيًا أو بشكل كامل بالإلكترونات في الذرة وتستخدم في التفاعل والارتباط مع الذرات الأخرى.	.....
2	مستوى الطاقة الخارجي للذرة الذي تُفقد منه الإلكترونات أو تنتقل إليه في التفاعل الكيميائي.	.....
3	عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة للوصول إلى حالة الاستقرار الإلكتروني.	.....
4	الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط على رمز ذرة العنصر.	.....
5	ذرة العنصر عندما تفقد إلكترونًا أو أكثر.	.....
6	ذرة العنصر عندما تكتسب إلكترونًا أو أكثر.	

تـــقـــويـــم الوحـــدة الـــثـــانـــيـــة

تابع السؤال الثالث: اكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل عبارة من العبارات الآتية :

م	العبارة	المصطلح
7	ميل ذرة العنصر إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة إلكترونات مستوى التكافؤ للوصول إلى ثماني إلكترونات لتحقيق حالة الاستقرار المشابهة للغاز النبيل.	.....
8	قوّة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشُّحنة في المركب الأيوني.	.....
9	مجموع الشحنات الكهربائية الكلّية للمواد المتفاعلة يساوي مجموع الشحنات الكهربائية الكلّية للمواد الناتجة.	.....
10	مصفوفات ثلاثيّة الأبعاد ممتدّة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية .	.....
11	رابطة تتكوّن نتيجة تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرّات.	.....
12	الرابطة التي تتكوّن عندما تشارك الذرّة المكونة للرابطة بإلكترونٍ واحدٍ للوصول إلى حالة الاستقرار.	.....
13	الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرّة الواحدة المكونّة للرابطة بإلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار.	.....
14	الرابطة التي تتكوّن عندما تشارك الذرّة الواحدة المكوّنة للرابطة بثلاثةِ إلكتروناتٍ للوصول إلى حالة الاستقرار.	.....
15	نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى أو أيون بزوج أو أكثر من الإلكترونات غير المشتركة في روابط.	.....
16	الذرة التي تقدِّم (تمنح) زوجًا أو أكثر من الإلكترونات غير المشاركة في الرابطة.	.....
17	الذرة أو الأيون الذي يستقبل زوجًا أو أكثر من الإلكترونات من الذرة المانحة.	.....

تقـــويـــم الوحـــدة الـثـانـيـة

السؤال الرابع: أكمل العبارات التالية بما تراه مناسبًا :

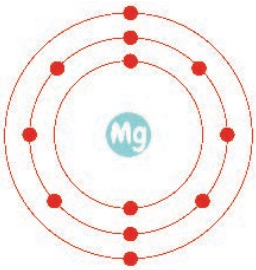
1 – جزيء الأكسجين O_2 يحتوي رابطة تساهمية .....

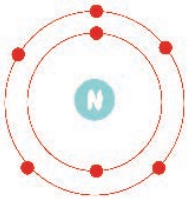
2 – الرابطة في جزيء كلوريد الهيدروجين HCl هي تساهمية .....

3 – الذرة المستقبلة في كاتيون الهيدرونيوم هي .....

السؤال الخامس: أجب عما يلي:

1 – أمامك ذرتان A , B





وجه المقارنة	A	B
عدد إلكترونات التكافؤ	.....	.....
الترتيب إلكتروني النقطي	.....	.....
نوع الأيون المتكون (كاتيون – آنيون)	.....	.....

تقويم الوحدة الثانية

تابع السؤال الخامس: قارن بين كلًّا مما يلي:

2 –

وجه المقارنة	NaCl	H_2O
نوع الرابطة المتكونة(أيونية – تساهمية)	.....	.....

3 –

وجه المقارنة	NH_3	H_2O
عدد أزواج الإلكترونات الغير مشاركة في الرابطة	.....	.....

السؤال السادس :علل لما يأتي تعليلًا علميًا سليمًا:

1 – تتميز المركبات الأيونية بصفة عامة بدرجات غليان مرتفعة.

.....

2 – الرابطة التساهميّة بين ذرّتين من النيتروجين رابطة تساهميّة ثلاثية.

.....

3 – عند إذابة الأمونيا في الماء، فإن المحلول يوصّل التيّار الكهربائي.

.....

السؤال السابع :أجب عما يلي:

وضح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط :

1 – الليثيوم مع الفلور لتكوين فلوريد الليثيوم.

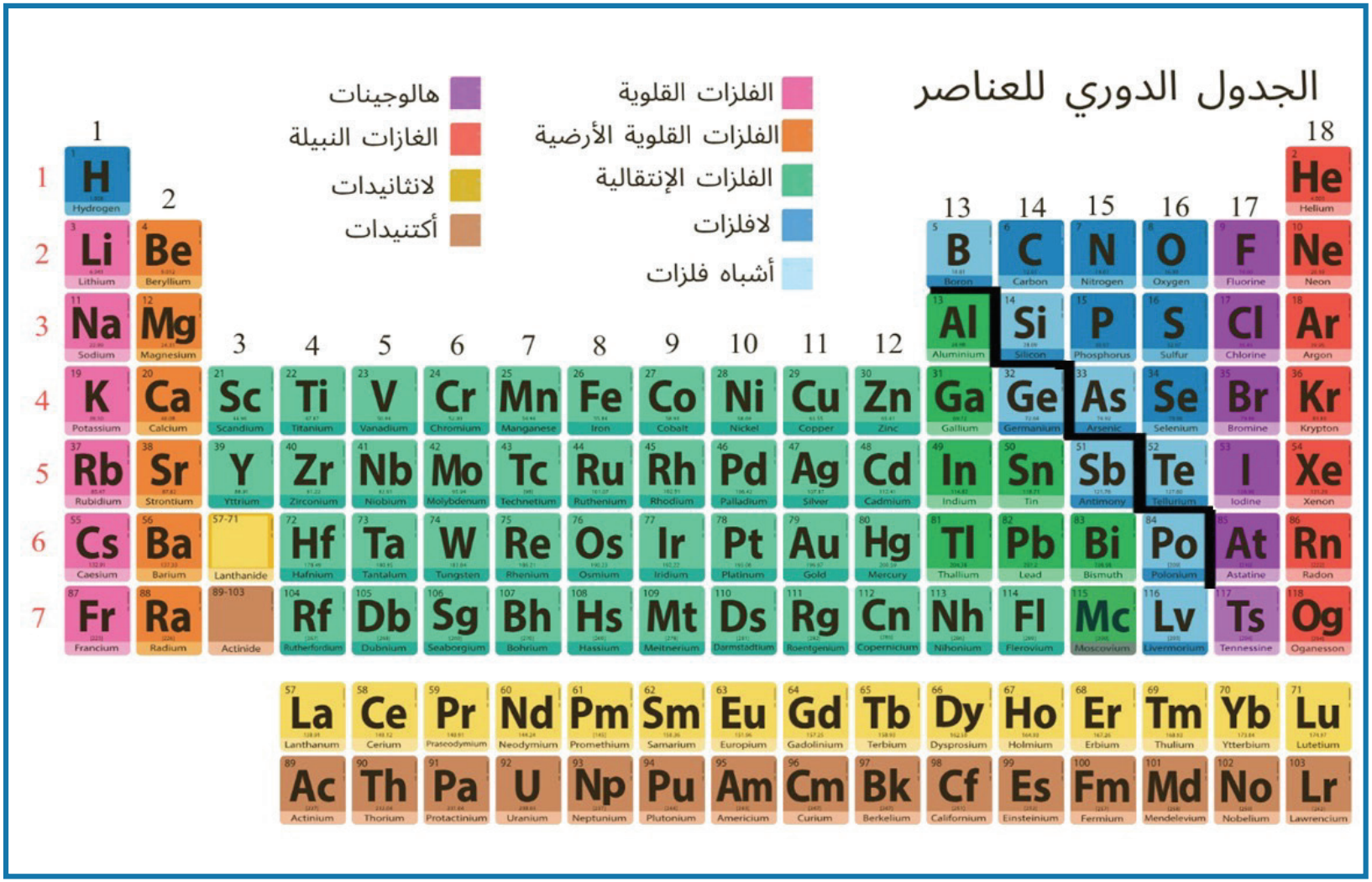
.....

2 – ذرتي الهيدروجين لتكوين جزيء الهيدروجين.

.....

3 –جزيء الأمونيا مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الأمونيوم (NH_4^+).

.....


الجدول الدوري للعناصر
الفلزات القلوية
الفلزات القلوية الأرضية
الفلزات الإنتقالية
لافلزات
أشباه فلزات
هالوجينات
الغازات النبيلة
لانثانيدات
أكتنيدات
1 H Hydrogen
2 He Helium
3 Li Lithium
4 Be Beryllium
5 B Boron
6 C Carbon
7 N Nitrogen
8 O Oxygen
9 F Fluorine
10 Ne Neon
11 Na Sodium
12 Mg Magnesium
13 Al Aluminium
14 Si Silicon
15 P Phosphorus
16 S Sulfur
17 Cl Chlorine
18 Ar Argon
19 K Potassium
20 Ca Calcium
21 Sc Scandium
22 Ti Titanium
23 V Vanadium
24 Cr Chromium
25 Mn Manganese
26 Fe Iron
27 Co Cobalt
28 Ni Nickel
29 Cu Copper
30 Zn Zinc
31 Ga Gallium
32 Ge Germanium
33 As Arsenic
34 Se Selenium
35 Br Bromine
36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium
38 Sr Strontium
39 Y Yttrium
40 Zr Zirconium
41 Nb Niobium
42 Mo Molybdenum
43 Tc Technetium
44 Ru Ruthenium
45 Rh Rhodium
46 Pd Palladium
47 Ag Silver
48 Cd Cadmium
49 In Indium
50 Sn Tin
51 Sb Antimony
52 Te Tellurium
53 I Iodine
54 Xe Xenon
55 Cs Caesium
56 Ba Barium
57-71 Lanthanide
72 Hf Hafnium
73 Ta Tantalum
74 W Tungsten
75 Re Rhenium
76 Os Osmium
77 Ir Iridium
78 Pt Platinum
79 Au Gold
80 Hg Mercury
81 Tl Thallium
82 Pb Lead
83 Bi Bismuth
84 Po Polonium
85 At Astatine
86 Rn Radon
87 Fr Francium
88 Ra Radium
89-103 Actinide
104 Rf Rutherfordium
105 Db Dubnium
106 Sg Seaborgium
107 Bh Bohrium
108 Hs Hassium
109 Mt Meitnerium
110 Ds Darmstadtium
111 Rg Roentgenium
112 Cn Copernicium
113 Nh Nihonium
114 Fl Flerovium
115 Mc Moscovium
116 Lv Livermorium
117 Ts Tennessine
118 Og Oganesson
57 La Lanthanum
58 Ce Cerium
59 Pr Praseodymium
60 Nd Neodymium
61 Pm Promethium
62 Sm Samarium
63 Eu Europium
64 Gd Gadolinium
65 Tb Terbium
66 Dy Dysprosium
67 Ho Holmium
68 Er Erbium
69 Tm Thulium
70 Yb Ytterbium
71 Lu Lutetium
89 Ac Actinium
90 Th Thorium
91 Pa Protactinium
92 U Uranium
93 Np Neptunium
94 Pu Plutonium
95 Am Americium
96 Cm Curium
97 Bk Berkelium
98 Cf Californium
99 Es Einsteinium
100 Fm Fermium
101 Md Mendelevium
102 No Nobelium
103 Lr Lawrencium

الترتيب الإلكتروني لعناصر الجدول الدوري

1 – حسب الأفلاك.

2 – حسب تحت مستويات الطاقة.

للعناصر من عنصر الهيدروجين إلى عنصر الكريبتون.

العنصر	الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك																	الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة
	1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	3s	$3p_x$	$3p_y$	$3p_z$	4s	$3d_{xy}$	$3d_{xz}$	$3d_{yz}$	$3d_{x^2-y^2}$	$3d_{z^2}$	$4p_x$	$4p_y$	$4p_z$	
$_1H$ هيدروجين	↿																		$1s^1$
$_2He$ هيليوم	⇅																		$1s^2$
$_3Li$ ليثيوم	⇅	↿																	$1s^2\ 2s^1$
$_4Be$ بريليوم	⇅	⇅																	$1s^2\ 2s^2$
$_5B$ بورون	⇅	⇅	↿																$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
$_6C$ كربون	⇅	⇅	↿	↿															$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
$_7N$ نيتروجين	⇅	⇅	↿	↿	↿														$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
$_8O$ أكسجين	⇅	⇅	⇅	↿	↿														$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
$_9F$ فلور	⇅	⇅	⇅	⇅	↿														$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
$_{10}Ne$ نيون	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅														$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
$_{11}Na$ صوديوم	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅	↿													$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
$_{12}Mg$ مغنيسيوم	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅													$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
$_{13}Al$ ألومنيوم	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅	↿												$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

الترتيب الإلكتروني لعناصر الجدول الدوري

1 – حسب الأفلاك.

2 – حسب تحت مستويات الطاقة.

للعناصر من عنصر الهيدروجين إلى عنصر الكريبتون.

العنصر	الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك																	الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة
	1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	3s	$3p_x$	$3p_y$	$3p_z$	4s	$3d_{xy}$	$3d_{xz}$	$3d_{yz}$	$3d_{x^2-y^2}$	$3d_{z^2}$	$4p_x$	$4p_y$	$4p_z$	
$_{14}Si$ سيليكون	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1											$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
$_{15}P$ فوسفور	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	1										$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
$_{16}S$ كبريت	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1										$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
$_{17}Cl$ كلور	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1										$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
$_{18}Ar$ أرجون	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂										$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
$_{19}K$ بوتاسيوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1									$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
$_{20}Ca$ كالسيوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂									$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
$_{21}Sc$ سكانديوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1								$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
$_{22}Ti$ تيتانيوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1							$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
$_{23}V$ فانيديوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	1	1	1					$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
$_{24}Cr$ كروم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	1	1					$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$
$_{25}Mn$ منجنيز	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	1	1	1				$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$
$_{26}Fe$ حديد	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	1	1				$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

الترتيب الإلكتروني لعناصر الجدول الدوري

1 – حسب الأفلاك.

2 – حسب تحت مستويات الطاقة.

للعناصر من عنصر الهيدروجين إلى عنصر الكريبتون.

العنصر	الترتيب الإلكتروني حسب الأفلاك																		الترتيب الإلكتروني حسب تحت مستويات الطاقة
	1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	3s	$3p_x$	$3p_y$	$3p_z$	4s	$3d_{xy}$	$3d_{xz}$	$3d_{yz}$	$3d_{x^2-y^2}$	$3d_{z^2}$	$4p_x$	$4p_y$	$4p_z$	
$_{27}Co$ كوبالت	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	1				$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$
$_{28}Ni$ نيكل	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1				$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
$_{29}Cu$ نحاس	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂				$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$
$_{30}Zn$ خارصين	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂				$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
$_{31}Ga$ جاليوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1			$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$
$_{32}Ge$ جرمانيوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1		$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$
$_{33}As$ زرنيخ	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	1	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$
$_{34}Se$ سيلينيوم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	1	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$
$_{35}Br$ بروم	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	1	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
$_{36}Kr$ كريبتون	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	↿⇂	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

أسماء ورموز بعض عناصر الجدول الدوري الحديث

اسم العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	التكافؤ
الهيدروجين	H	1	1
الهيليوم	He	2	0
الليثيوم	Li	3	1
البريليوم	Be	4	2
البورون	B	5	3
الكربون	C	6	4
النيتروجين	N	7	3
الأكسجين	O	8	2
الفلور	F	9	1
النيون	Ne	10	0
الصوديوم	Na	11	1
المغنيسيوم	Mg	12	2
الألومنيوم	Al	13	3
السيليكون	Si	14	4
الفوسفور	P	15	3
الكبريت	S	16	2
الكلور	Cl	17	1
الآرجون	Ar	18	0
البوتاسيوم	K	19	1
الكالسيوم	Ca	20	2
السكانديوم	Sc	21	3

قائمة المراجع

المراجع العربية:

1 – زيتون، عايش محمود. (2010). الاتجاهات العالمية المعاصرة في مناهج العلوم وتدريسها. المنهل.

2 – عبيد، غادة خالد. (2021). القياس والتقويم التربوي مع تطبيقات برنامج آفاق للنشر.

3 – منهج الكيمياء للمرحلة الثانوية. (الطبعة الثانية ٢٠٢٥-٢٠٢٦) وزارة التربية – دولة الكويت.

المراجع الأجنبية:

1. American Chemical Society. (n.d.). American Chemical Society. https://www.acs.org

2. Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2018). Chemistry: The Central Science (14th ed.). Pearson.

3. Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2022). Chemistry: The Central Science (15th Global Edition in SI Units). Pearson Education Limited

4. Harwood, R., Lodge, I., & Millington, C. (2021). Chemistry for Cambridge IGCSE™ Coursebook (5th ed.). Cambridge University Press & Assessment.

5. Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2018). Inorganic chemistry (5th ed.). Pearson.

6. International Union of Pure and Applied Chemistry. (n.d.). IUPAC. https://iupac.org.

7. Moore, J. T., & Langley, R. (2018). Must know high school chemistry (2nd ed.). McGraw-Hill Education.

8. Moore, J. T., & Langley, R. (2019). Chemistry review and workbook. McGraw-Hill Education

Pfennig, B. W. (2015). Principles of inorganic chemistry. Wiley.

9. Next Generation Science Standards. (n.d.). NGSS: Next Generation Science Standards. https://www.nextgenscience.org.

10. Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2007). Chemistry (8th ed.).

قيِّم مناهجنا

الكتاب كاملاً