وزارة التربية والتعليم
قطاع المناهج والتوجيه
الإدارة العامة للمناهج

الكيمياء

للصف الأول الثانوي

المؤلفون

أ. د. داود عبدالملك الحدابي / رئيساً
د. عبدالولي حسين دهمش
د. مهيوب علي أنعم
أ. عمر فضل بافضل

الإخراج الفني

الصف الطباعي: سوسن العراسي
التصوير: محمد حسين الذماري
عبدالولي علي عبدالله الرهاوي
الرسم: عبده ثابت القدسي
التصميم: بسام أحمد محمد العامر

أشرف على التصميم: حامد عبدالعالم الشيباني

١٤٣٥هـ / ٢٠١٤م

المصدر: قانون رقم (٣٦) لسنة ٢٠٠٦م بشأن السلام الجمهوري ونشيد الدولة الوطني للجمهورية اليمنية

أعضاء اللجنة العليا للمناهج

أ. د. عبدالرزاق يحيى الأشول.

د. عبدالله عبده الحامدي.	أ/ علي حسين الحيمي.
د/ صالح ناصر الصوفي.	د/ أحمد علي المعمري.
أ.د/ محمد عبدالله الصوفي.	أ.د/ صالح عوض عرم.
أ/ عبدالكريم محمد الجنداري.	د/ إبراهيم محمد الحوثي.
د/ عبدالله علي أبو حورية.	د/ شكيب محمد باجرش.
د/ عبدالله لملس.	أ.د/ داوود عبدالملك الحدابي.
أ/ منصور علي مقبل.	أ/ محمد هادي طواف.
أ/ أحمد عبدالله أحمد.	أ.د/ أنيس أحمد عبدالله طائع.
أ.د/ محمد سرحان سعيد المخلافي.	أ/ محمد عبدالله زبارة.
أ.د/ محمد حاتم المخلافي.	أ/ عبدالله علي إسماعيل.

د/ عبدالله سلطان الصلاحي.

قررت اللجنة العليا للمناهج طباعة هذا الكتاب .

بسم الله الرحمن الرحيم

تقديم

في إطار تنفيذ التوجهات الرامية للاهتمام بنوعية التعليم وتحسين مخرجاته تلبية للاحتياجات ووفقاً للمتطلبات الوطنية.

فقد حرصت وزارة التربية والتعليم في إطار توجهاتها الإستراتيجية لتطوير التعليم الأساسي والثانوي على إعطاء أولوية استثنائية لتطوير المناهج الدراسية، كونها جوهر العملية التعليمية وعملية ديناميكية تتسم بالتجديد والتغيير المستمرين لاستيعاب التطورات المتسارعة التي تسود عالم اليوم في جميع المجالات.

ومن هذا المنطلق يأتي إصدار هذا الكتاب في طبعته المعدلة ضمن سلسلة الكتب الدراسية التي تم تعديلها وتنقيحها في عدد من صفوف المرحلتين الأساسية والثانوية لتحسين وتجويد الكتاب المدرسي شكلاً ومضموناً، لتحقيق الأهداف المرجوة منه، اعتماداً على العديد من المصادر أهمها: الملاحظات الميدانية، والمراجعات المكتبية لتلافي أوجه القصور، وتحديث المعلومات وبمايتناسب مع قدرات المتعلم ومستواه العمري، وتحقيق الترابط بين المواد الدراسية المقررة، فضلاً عن إعادة تصميم الكتاب فنياً وجعله عنصراً مشوقاً وجذاباً للمتعلم وخصوصاً تلاميذ الصفوف الأولى من مرحلة التعليم الأساسي.

ويعد هذا الإنجاز خطوة أولى ضمن مشروعنا التطويري المستمر للمناهج الدراسية ستتبعها خطوات أكثر شمولية في الأعوام القادمة، وقد تم تنفيذ ذلك بفضل الجهود الكبيرة التي بذلها مجموعة من ذوي الخبرة والاختصاص في وزارة التربية والتعليم والجامعات من الذين أنضجتهم التجربة وصقلهم الميدان برعاية كاملة من قيادة الوزارة والجهات المختصة فيها.

ونؤكد أن وزارة التربية والتعليم لن تتوانى عن السير بخطى حثيثة ومدروسة لتحقيق أهدافها الرامية إلى تنوير الجيل وتسليحه بالعلم وبناء شخصيته المتزنة والمتكاملة القادرة على الإسهام الفاعل في بناء الوطن اليمني الحديث والتعامل الإيجابي مع كافة التطورات العصرية المتسارعة والمتغيرات المحلية والإقليمية والدولية.

أ.د. عبدالرزاق يحيى الأشول

وزير التربية والتعليم

رئيس اللجنة العليا للمناهج

بسم الله الرحمن الرحيم

مقدمة

الحمد لله رب العالمين والصلاة والسلام على أشرف المرسلين وعلى آله وصحبه أجمعين، وبعد :

فهذا هو كتاب الكيمياء للصف الأول الثانوي ضمن سلسلة ثلاثة كتب لهذه المرحلة، والذي تم تأليفه بعد جهد كبير، وبعد تراكم خبرات التأليف لدينا، وبعد أن تم إنجاز كتب المرحلة الأساسية لمادة العلوم، حيث نتوقع من هذا الكتاب أن يلبي طموحاتنا الكبيرة التي نتمنى أن يتسلح بها الجيل الجديد خاصة وأن التطورات في هذا المجال متسارعة ومتلاحقة.

إن علم الكيمياء علم تجريبي مبني على المشاهدة ودقة الملاحظة والتجربة التي تكوِّن التفسير والتعميم والاستنتاج، وواضح من هذا أن دارس الكيمياء بمعلوماته وأسلوبه العلمي له فوائد كثيرة في ميادين مختلفة، مثل الصناعة والزراعة والهندسة والطب والصيدلة والصحة ... الخ، ومن أجلٍ ذلك ولأهمية إلمام الطالب بالمبادئ الأساسية لكل ميادين المعرفة التي لا غنى عنها سواءً للمحامي والاقتصادي والتربوي والسياسي ورجل الأعمال ... من معرفة ذلك، وذلك لما لتلك العلوم من أثر طيب وواضح على حياة إنسان هذا العصر.

يحتوي هذا الكتاب على ثمان وحدات مختلفة خصصت لتعطي للطالب المعلومات الأولية عن علم الكيمياء كعلم يدرس بشكل مستقل بعد أن كان في المرحلة الأساسية على شكل معلومات عامة ضمن كتاب العلوم، وقد قدمنا هذه المادة بصورة تواكب التطورات الحديثة في المناهج، حتى تغرس الرغبة الكافية في تطوير معارف الطالب في هذا المجال بعد أن ظهرت مؤشرات تدل على عزوف الطلاب عن مادة الكيمياء لصعوبتها أو لعدم تقبلها.

وقد تضمنت الوحدة الأولى من الكتاب معلومات عن علم الكيمياء وتطوره من الناحية التاريخية لتقدم للطالب نبذة حول من سبقونا في هذا المجال وخاصة أجدادنا العرب والمسلمين وإسهاماتهم في تطور هذا العلم.

أما القياسات والحسابات الكيميائية وفيها يتعرف الطالب على الأرقام المعنوية في أي كمية مقاسة أو عملية حسابية وكيفية حساب الكتلة الذرية لعنصر وكتلة الصيغة الكيميائية لأي مركب بمعرفة الكتلة الذرية للعناصر الداخلة فيه ... الخ.

كما جاء في الوحدة الثانية لمحة تاريخية عن تطور مفهوم الذرة، حيث سيتعرف الطالب على المراحل التاريخية التي مربها مفهوم الذرة، ويقارن بين النماذج الفلسفية والنماذج

العلمية للذرة، كما سيقوم الطالب من خلال هذه الوحدة على وصف النماذج المختلفة التي اقترحها العلماء للذرة. ومزايا وعيوب كل نموذج من النماذج الذرية... الخ.

كما تضمنت الوحدة الثالثة على تركيب الذرة والقانون الدوري وهي امتداد لما درسه الطالب في الصفوف العليا من المرحلة الأساسية.

أما الوحدة الرابعة فقد احتوت على عائلات العناصر وتصنيفها وفقاً لخواصها الذرية وأهمية هذا التصنيف وجهود العلماء تجاه ذلك، كما سيتعرف الطالب أيضاً في هذه الوحدة على كيفية استنتاج العلاقة بين موقع العنصر في الجدول الدوري و بين نشاطه الكيميائي إلى جانب المعلومات الأخرى الخاصة بذكر بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر في الجدول الدوري ومقارنة تلك الخواص ... الخ.

وفي الوحدة الخامسة سيدرس الطالب عناصر المجموعة الرئيسة الأولى وسيتعرف بشكل مسهب على الصوديوم ومركباته كنموذج لعناصر هذه المجموعة ... الخ.

وفي الوحدة السادسة سيتعرف الطالب على عناصر الالمجموعة الرئيسة الثانية في الجدول الدوري الحديث وسيدرس بالتفصيل عنصر الكالسيوم وبعض مركباته كنموذج لسلوك عناصر هذه المجموعة.

أما الوحدة السابعة سيدرس الطالب فيها التفاعلات الكيميائية والمعادلات الموزونة والذي قد تعرَّف على الشيء اليسير منها في المرحلة الأساسية، وهنا ستزيد معارفه حول التفاعلات الكيميائية من حيث تباين معنى التفاعل الكيميائي والمواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل وتفسير قانون حفظ الكتلة وأنواع التفاعلات الكيميائية لبعض الحسابات المبنية على المعادلات الكيميائية.

أما الوحدة الأخيرة فتعالج مقدمة للكيمياء العضوية وستيتعرف الطالب فيها على أهمية علم الكيمياء العضوية والفرق بين المركبات العضوية والمركبات غير العضوية وبعض المركبات الهيدروكربونية كمقدمة بسيطة عن الهيدروكربونات المشبعة وغير المشبعة ... الخ.

نتمني أن تضيف هذه المعلومات شيء جديد للطالب وتشجعه على الاستمرار في تطوير مفاهيمه عن الكيمياء وفروعها المختلفة.

نأمل من الأخوة الأساتذة الأفاضل والموجهون في الميدان أن لا يبخلوا علينا بآرائهم وملاحظاتهم حول مادة الكتاب حتى نستفيد من ذلك في تطوير كتب الصفين اللاحقين من المرحلة الثانوية.

والله نسأل أن يوفقنا جميعاً لما فيه خير أمتنا.

فريق التأليف

المحتويات

الموضـــوع الصفحة

الوحدة الأولى : علم الكيمياء وتطوره :

مقـــدمـة ٩
ماهو علم الكيمياء؟ ١٠
علاقة علم الكيمياء بالتقنية والمجتمع ٢٢
القياسات والحسابات الكيميائية ٢٥
تقويم الوحدة ٢٩

الوحدة الثانية : لمحة تاريخية عن تطور مفهوم الذرة

تطور مفهوم الذرة ٣٢
خواص أشعة المهبط ٣٥
خواص أشعة القنال ٣٩
تقويم الوحدة ٤٥

الوحدة الثالثة : تركيب الذرة والقانون الدوري

تركيب الذرة ٤٧
النظرية الميكانيكية الموجية للذرة ٥٢
توزيع الإلكترونات في الذرة ٥٥
العلاقة بين الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني ٥٩
تقويم الوحدة ٦١

الوحدة الرابعة : عائلات العناصر وتصنيفها وفقاً لخواصها الدورية

المحاولات الأولى لتصنيف العناصر وتنظيمها ٦٦
اكتشاف دورية الخواص الفيزيائية والكيميائية ٦٧
استخدامات الجدول الدوري الحديث ٧٤
ترتيب العناصر في دورات الجدول الدوري ٨٥
تدرج ودورية بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر ٩٢
تقويم الوحدة ١٠٠

الوحدة الخامسة : عناصر المجموعة الرئيسة الأولى (IA)

الفلزات القلوية ١٠٣
الصوديوم ١٠٦
مركبات الصوديوم ١٠٨
تقويم الوحدة ١١٤

الوحدة السادسة : عناصر المجموعة الرئيسة الثانية (IIA)

الفلزات القلوية الأرضية ١١٦
الكالسيوم ١١٩
مركبات الكالسيوم ١٢٢
تقويم الوحدة ١٢٦

الوحدة السابعة : التفاعلات الكيميائية والمعادلات الموزونة

التفاعلا ت الكيميائية ١٢٨
قانون حفظ الكتلة ١٣٠
المعادلات الكيميائية ١٣١
الحسابات الكيميائية ١٣٩
الكتلة الذرية ١٤٠
الرموز والصيغ الكيميائية ١٤٢
تقويم الوحدة ١٥٢

الوحدة الثامنة : الكيمياء العضوية

مقـدمـة ١٥٥
أهم الفروق بين المركبات العضوية وغير العضوية ١٥٦
الرابط الكيميائية ١٥٨
الهيدروكربونات ١٥٩
الكانات ١٦٠
الكينات ١٦٨
الكاينات ١٧٦
تقويم الوحدة ١٨٢
المفاهيم والمصطلحات العلمية ١٨٣

الوحدة الأولى

علم الكيمياء وتطوره

الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – توضح المقصود بالعلم بشكل عام وعلم الكيمياء بشكل خاص.

٢ – تحدد سمات وخصائص علم الكيمياء الذي تميزه عن غيره من العلوم.

٣ – تفسر العلاقة بين علم الكيمياء، والتقنية، والمجتمع.

٤ – تصف علاقة علم الكيمياء بالعلوم الأخرى.

٥ – تعطي نبذة مختصرة عن التطور التاريخي لعلم الكيمياء.

٦ – تحدد إسهامات العلماء العرب والمسلمين في تطور الكيمياء.

مقـــدمـة

خلق الله الإنسان وميزه عن سائر المخلوقات بالعقل الذي تمكن بواسطته من فهم وتفسير الكثير من الظواهر الطبيعية التي يشاهدها من حوله. وقد تراكمت المعرفة العلمية عبر السنين نتيجة لنشاط العلماء وسعيهم الحثيث للبحث عن الحقائق والمعرفة العلمية حول الكون الذي يحيط بنا وإيجاد التفسيرات المنطقية التي توضح كيفية حدوث تلك الظواهر وأسباب حدوثها. ولذلك تنوعت المعرفة العلمية وتعددت فروعها حيث أصبح لدينا مايسمى بالعلوم الطبيعية، والعلوم الإنسانية، والعلوم الاجتماعية.

فالعلوم الطبيعية ترتبط ارتباطاً وثيقاً بمشاهدات الإنسان ومعرفته حول البيئة التي يعيش فيها وما تحويه من جمادات ونباتات وحيوانات وطاقة. كما أن العلوم الطبيعية تقدم العديد من التفسيرات للظواهر الطبيعية الكبرى التي يسهل إدراكها بالحواس، وكذلك محاولة تفسير الظواهر الدقيقة التي يصعب مشاهدتها بالعين المجردة.

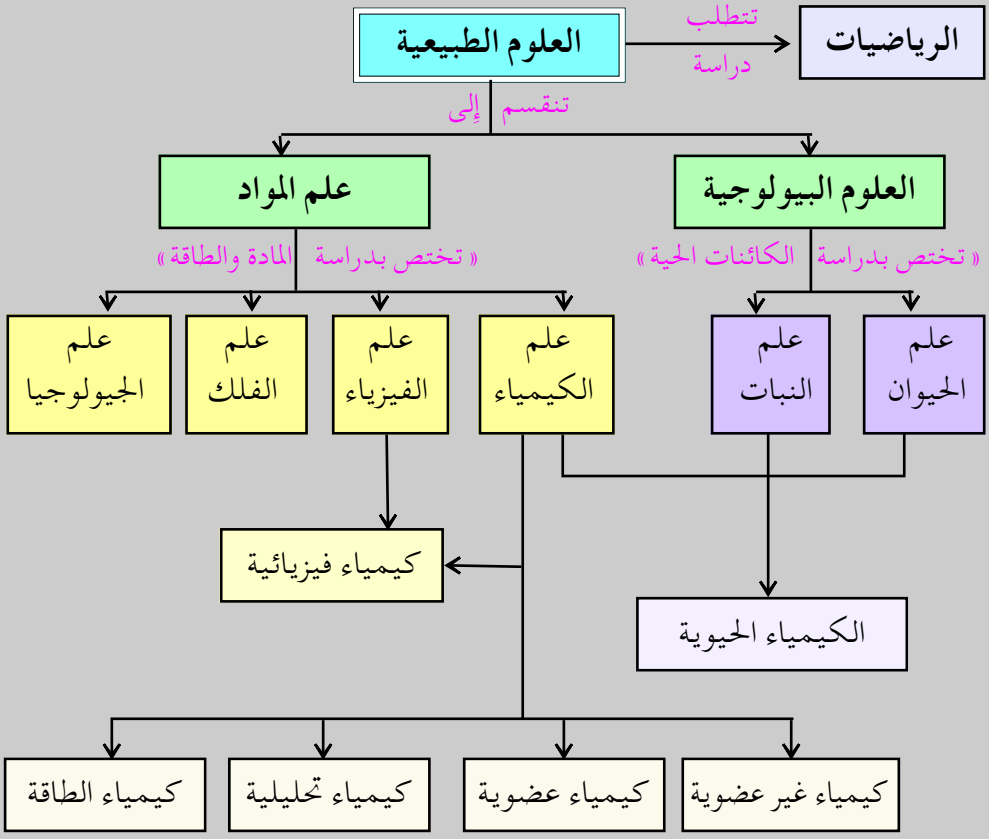
ومن خلال ماتقدم قد يتبادر إلى ذهنك العديد من التساؤلات مثل : ماهو العلم؟ ومما يتكون؟ وكيف يمكن الوصول إلى مكوناته؟ وهل هناك ضوابط ومعايير وأخلاقيات تنظم عملية العلم.

ولاشك أن الإجابة عن هذه الأسئلة يحتاج إلى مزيد من البحث فهناك العديد من التعريفات ووجهات النظر، إلا أننا سنحاول تقديم تعريف للعلم يُجمع عليه الكثير من العلماء والمتخصصون في مجال التربية العلمية.

حيث يُعرف العلم على أنه «نشاط إنساني عالمي يتم بواسطته التوصل إلى البناء المعرفي بكل مكوناته من حقائق ومفاهيم ومبادئ وقوانين ونظريات، والتي تسهم في وصف وتفسير مافي الكون من مواد وطاقات وأحياء وجمادات. ويستخدم العلماء طرق منظمة من البحث والاستقصاء والاستكشاف للحصول على المعرفة العلمية وتنقيحها وتعديلها وتنميتها».

علاقة علم الكيمياء بالعلوم الأخرى:

وتنقسم العلوم الطبيعية إلى أقسام فرعية كما يوضحها الشكل (١).



شكل (١)

من خلال الشكل (١) يتضح أن علم الكيمياء كغيره من العلوم يحتاج إلى علم الرياضيات، حيث أن العلاقات الرياضية في علم الكيمياء لا يمكن حلها دون الرجوع إلى علم الرياضيات. كما يتضح أيضاً العلاقة الكبيرة بين علم الفيزياء وعلم الكيمياء، وكذلك العلاقة بين علم البيولوجيا (الأحياء) وعلم الكيمياء.

ما هو علم الكيمياء؟

من خلال الشكل (١) يتضح أن علم الكيمياء « هو العلم الذي يهتم بدراسة المادة وتركيبها وخواصها والتغيرات المختلفة التي تطرأ عليها عند حدوث التفاعلات مع المواد الأخرى أو عند حدوث تغيرات في الطاقة ».

ولذلك يمكن القول أن كل المواد التي يتكون منها هذا الكون يمكن وصفها ودراستها بواسطة علم الكيمياء. ويكفي أن نقول أن أجسامنا ما هي إلا مصنع

كيميائي تتم فيه العديد من التفاعلات الكيميائية وذلك مع كل نَفسٍ نتنفسه ومع كل حركةٍ نتحركها. كما أن الكيمياء تدخل في صناعة الغذاء والكساء ووسائل المواصلات.

التطور التاريخي لعلم الكيمياء

معنى كلمة كيمياء

يشير بعض المؤرخين أن كلمة كيمياء مشتقة من كلمة السيمياء، أو الكيميا (alchemy) وكلاهما تدلان على ممارسة علم الكيمياء.

وكلمة كيمياء يقال أنها عربية لأنها مشتقة من الفعل «كمى – يكمي» ويعني «ستر – يستر» أو «أخفى – يخفي» مما يدل على أن هذا العلم كانت له أسراره التي لا تذاع لسائر الناس، بل يتداولها المشتغلون بهذا العلم في العصور القديمة.

مراحل تطور علم الكيمياء:

المرحلة الأولى:

وفيها ارتبط علم الكيمياء بصناعة بعض الأدوات وخاصةً بعد اكتشاف بعض المعادن، حيث توحي الشواهد الأثرية أن الإنسان قد مارس علم الكيمياء بطرق متعددة خاصة بعد أن عرف الإنسان النار واستخدمها لطهو الطعام فكانت هذه العملية تمثل أول العمليات الكيميائية. إضافة إلى ذلك هناك دلائل تؤكد ممارسة الإنسان القديم للطب بشكل بدائي وهذا يؤكد قيام الإنسان في ذلك الوقت بتجهيز الأدوية من الأعشاب. كما أن صناعة الفخارعن طريق تعريض الصلصال لحرارة الشمس إنما هي عملية كيميائية.

وفي الفترة الواقعة بين ٦ آلاف و٧ آلاف سنة قبل الميلاد تم صناعة أدوات من النحاس عن طريق الطَّرْق ساعدت في صناعة الحراب وأدوات الزراعة.

وفي مرحلة لاحقة تمكن الإنسان من إكتشاف بعض العناصر مثل الذهب والفضة واستطاع تشكيل هذه المعادن وصناعة أدوات الزينة.

وبحلول الفترة ٣ آلاف قبل الميلاد كان صناع الفلزات قد اكتسبوا خبرات ومهارات تساعدهم في تمييز الخامات أثناء تسخين تلك الفلزات، وقد استطاع السومريون صناعة البرونز عن طريق خلط معدن النحاس بالقصدير والتي كانت تتميز

بدرجة صلابة عالية مكنتهم من صناعة الأسلحة وأدوات الحراثة التي تدوم لفترة أطول، وسمي هذا العصر بالعصر البرونزي نسبة لانتشار استخدام سبيكة البرونز .

وفي نفس الفترة قبل ثلاثة آلاف سنة قبل الميلاد تم اكتشاف الحديد في مصر وكانوا يطلقون عليه اسم فلز السماء وهو ما يوضح أن أول عينات تم الحصول عليها كانت موجودة في نيزك. وقد تمكن أطباء الهندوس من تحضير الحديد المكربن أو الصلب وذلك عن طريق تسخين الحديد في وجود الكربون.

وفي تلك الفترة اكتشف الإنسان الدهانات والصبغات واستخدمها في صناعة الملابس، كما تم اكتشاف صناعة الزجاج عن طريق المصريين القدماء.

وتميزت هذه المرحلة بانتشار خرافة سيطرت على عقول الكيميائين وهي محاولة الحصول على الذهب من المعادن الأخرى.

وحدة بناء المادة:

كان الإغريق هم أول من بدأوا بالتفكير بوحدة بناء المادة وذلك في العام ٦٠٠ قبل الميلاد، حيث كان الفيلسوف "طاليس" يعتقد أن الماء هو المادة الأساسية الخام لكل ما هو موجود في الطبيعة وكان متأثراً بالتعاليم الدينية البابلية.

ثم بعد ذلك ظهرت نظرية الأربعة عناصر على يد فلاسفة أثينا الذين اعتقدوا أن أساس كل الأشياء هو (التراب – والماء – والهواء – والنار)، وسادت هذه الفكرة وسيطرت على عقول الكيميائيين حتى نهاية القرن الثامن عشر.

وفي القرن الخامس قبل الميلاد جاء فلاسفة الإغريق بفكرة جديدة مفادها أن المادة تتكون من وحدات صغيرة جداً تسمى بالذرات وهذه الذرات غير قابلة للفناء ودخلت كلمة ذرة (Atom) كمصطلح جديد في ذلك الوقت.

وفي العام الثالث قبل الميلاد أعاد أرسطو الناس إلى فكرة العناصر الأربعة وأضاف إليها خصائص جديدة هي الحرارة والبرودة والسيولة والرطوبة وهي التي تكسب المادة خصائص متعددة حسب زعمه.

المرحلة الثانية:

حيث تم خلالها ارتباط علم الكيمياء بمهنة الطب، فقد انصبت الجهود على استخدام علم الكيمياء لتحضير الأدوية والعقاقير الطبية، حيث كان للصينيين والهنود إسهاماً بارزاً في تطور علم الكيمياء، وكان الطب هو الحافز لتطور علم الكيمياء. ولكنهم شغلوا أنفسهم بخرافة جديدة وهي البحث عن مادة تطيل العمر وأسموها

(إكسير الحياة)، حيث حاولوا تحضير مايسمى بمشروب الذهب حيث اعتقدوا أن الذهب غير قابل للفساد وبالتالي ربما يصلون إلى دمج الذهب في أجسادهم فتطول أعمارهم.

المرحلة الثالثة:

وقد ارتبطت هذه المرحلة بظهور المنهج التجريبي على يد علماء العرب والمسلمين. ويشير الكثير من المؤرخين أن القرن التاسع والعاشر يعدان بمثابة العصر الذهبي للحضارات الإسلامية، حيث كان الفضل يعود لعلماء العرب والمسلمين في وضع الأسس للكثير من العلوم، ومنها علم الكيمياء، حيث قاموا بترجمة علوم الأمم ونقدوها وصححوا ما جاء فيها من خرافات خاصة تلك التي ارتبطت بعلم الكيمياء. كما كان لهم الفضل في استخدام الملاحظة الدقيقة والتجريب للتوصل إلى تفسيرات تعتمد على الأسس والمبادئ العلمية الخالية من الخرافة والشعوذة.

إسهامات العلماء العرب والمسلمين في تطوير علم الكيمياء

من الأمور التي لاينكرها أحد هو تفوق الحضارة العربية الإسلامية في المجال العلمي. وقد مثل القرن الثامن وحتى القرن الثالث عشر الميلادي بزوغ العصر الذهبي الذي تفوق فيه العرب والمسلمون علمياً واقتصادياً. وحينما سقطت مدينة طليطلة سنة (٤٧٥ هـ- ١٠٨٥م) سارع "ديموند" في إنشاء معهد لترجمة الكنوز العربية والإسلامية إلى اللغة اللاتينية، وأسس "فريدريك الثامن" جامعة في نابولي عام (٦٢١هـ/ ١٢٢٤م) لتقوم بترجمة العلوم العربية والإسلامية إلى اللغة اللاتينية. وانتشرت تلك المراجع في أنحاء أوروبا، حيث أصبحت المؤلفات العلمية للعرب والمسلمين مراجع هامة حتى بعد عصر النهضة الكبرى في أوروبا.

وقد برز العديد من علماء المسلمين الذين كان لهم إسهامات عظيمة في مجال الكيمياء وهم:

١- جابر بن حيان (٧٣٧م - ٨١٣م):

ومن أهم مؤلفاته وأكثرها ندرة (السموم ودفع مضارها) والذي ألفه عام (١٩٨هـ/ ٨١٣م) واتبع فيه المنهج التجريبي العلمي، وقد اتبع هذا المنهج في جميع أعماله واستحق بموجب ذلك لقب المؤسس الحقيقي لعلم الكيمياء والذي كان يسمى من قبل (علم الصنعة).

وعمد جابر بن حيان إلى التجربة في بحوثه، حيث كان له مختبراً في الكوفة

وكان يوصي تلاميذه بقوله: «وأول واجب أن تعمل وتجري التجارب لأن من لا يعمل ويجري التجارب لا يصل إلى أدنى مراتب الاتقان، فعليك يا بني بالتجربة لتصل إلى المعرفة، ولذلك استحق جابر لقب المؤسس الحقيقي لعلم الكيمياء. وقد قال عنه برتيلو Berthelot : «**إن لجابر في الكيمياء ما لأرسطوا في المنطق**».

كما أن جابر كان أول من وضع قوانين الاتحاد الكيميائي وقانون النسب الثابتة والتي نسبت خطأ إلى دالتون الانجليزي الذي جاء بعد جابر بن حيان بعشرة قرون.

وقد طور جابر طرقاً قياسية لعملية التبلُّر والتكلُّس والذوبان والتسامي والاختزال وناقش بوضوح العمليات المختلفة لتحضير الصلب وصبغة الشعر.

وتتلخص أهم أعماله في مجال علم الكيمياء في الآتي:

أ – اكتشاف الصودا الكاوية.

ب– تحضير ماء الذهب.

جـ– أول من ابتكر طريقة لفصل الذهب عن الفضة بالحل بواسطة الأحماض، وهي الطريقة السائدة إلى يومنا هذا.

د – أول من اكتشف حمض النتريك.

هـ– أول من اكتشف حمض الهيدروكلوريك.

و – أضاف جوهرين إلى العناصر التي اكتشفها اليونان وهما الكبريت والزئبق.

ز – أول من استخرج حمض الكبريتيك وسماه زيت الزاج.

ح – أدخل تحسينات على طريقة التبخير والتصفية والانصهار والتبلور والتقطير.

ط – أعد الكثير من المواد الكيميائية مثل سلفيد الزئبق وأكسيد الأرسين.

٢- أبوبكر محمد بن زكريا الرازي (٢٥٠هـ- ٣٢٠هـ):

وهو تلميذ جابر بن حيان ويعده الغربيون والشرقيون مؤسس علم الكيمياء الحديثة، وقد بلغت مؤلفاته ما يقارب من ٢٢٠ مؤلفاً وقيل أنه فقد بصره بسبب كثرة التأليف.

وقد تميزت كتاباته بالالتزام بالمنهج العلمي التجريبي، وقد كان أميناً في اقتباساته ودقيقاً في ذكر المصطلحات وتعريفها بطريقة تسهل الفهم. وقد كان أول من استخدم الزئبق في تركيب المراهم وكذلك استخدام الفحم في إزالة الألوان والروائح من المواد العضوية.

ومن أهم كتبه «سر الأسرار» والذي صنف فيه الرازي المواد الكيميائية تبعاً لأصلها (حيوانية، ونباتية، ومعدنية أو مشتقة من كيمياويات أخرى). كما قسم المعادن إلى فصائل هي:

- الفلزات: (مواد قابلة للانصهار ويمكن طرقها).
- أرواح: الكبريت والزرنيخ والزئبق وكلوريد الأمونيوم (مواد تتطاير في النار).
- أحجار: (مواد تتفلق أو تتحطم إذا طرقت).
- الزاجات: (مركب يذوب في الماء ومكون من فلز وكبريت وأكسجين).
- البورات: ملح الصوديوم مع البورون والموجود في الطبيعة.
- النطرق: (كربونات الصوديوم الموجودة في الطبيعة).
- رماد النبات والأملاح: (ملح كلوريد الصوديوم وهو ملح الطعام).
- البوتاس: (كربونات البوتاسيوم من رماد الخشب).
- النيتر: (نيترات البوتاسيوم والصوديوم).

٣- علي الحسين (ابن سيناء) (٣٧٠ -٤٢٨هـ الموافق ٩٨٠- ١٠٣٧م):

كان ابن سيناء من أكثر المؤلفين المسلمين غزارة وتأثيراً في زمنه وكان طبيباً يحضر أدويته بنفسه، وكعالم في مجال الكيمياء فانه قام بتقسيم المعادن إلى أحجار ومواد قابلة للانصهار، وكبريت وأملاح. وقد رفض فكرة أنه يمكن معالجة الفلز بالإكسير ليصبح ذهباً، وقد اختار مجمع الصيادلة في إنجلترا ابن سيناء وجالت اليوناني كأعظم اثنين تدين لهما علوم الصيدلة بالفضل. وأهم مؤلفات ابن سيناء «القانون في الطب» وهو المرجع الذي اعتمد عليه أطباء العرب والأوروبيين على مدى الخمس مائة عام التالية.

٤- عزالدين الجلدكي (٧٤٣هـ/ ١٣٤٢م):

ويُعد من أوائل من وضعوا قانون النسب الثابتة والذي نسبه علماء الغرب إلى "جوزيف برادست ١٧٩٩م" والذي جاء بعد الجلدكي بخمسة قرون. ولقد كان الجلدكي أول من فكر باستخدام الكمامات من معامل الكيمياء.

٥- أبو الحسن الهمداني (٣٣٤هـ/ ٩٤٥م):

وقد ألَّف كتاب «الجوهرتان العقيقتان المائعتان في الصفراء والبيضاء» والذي تُرجم إلى الألمانية ونشره "كريستوفر لوك" مع النص العربي سنة ١٩٦٨م في جامعة "أوبسالا" في السويد.

٦- أبو قاسم المجريطي (٣٩٨هـ/ ١٠٠٧م):

وهو من أوائل من وضعوا أسس الاتحاد الكيميائي وأوائل من ذكر قاعدة بقاء المادة والتي نسبت بالخطأ لكل من "بروستيلي ولافوازيه".

٧- أبو المنصور الموفق (القرن الرابع الهجري - العاشر الميلادي):

وهو يُعد مؤسس علم الكيمياء الصناعية التي نالت شهرتها ومكانتها في المناهج الجديدة في جامعات العالم.

المرحلة الرابعة:

وتسمى هذه المرحلة بمرحلة الفلوجستون، وهي المرحلة التي بدأت منذ ظهور نظرية الفلوجستون في القرن السابع عشر، حيث اقترح "جورج شتال" في الفترة الواقعة بين عامي ١٧٠١م و ١٧٠٣م أن المواد القابلة للاحتراق تحوي عنصراً سماه «الفلوجستون» "Pholgiston" وهي كلمة إغريقية تعني الاحتراق أو الشعلة.

وقد افترضت هذه النظرية أن الاحتراق يحدث عند انطلاق عنصر الفلوجستون من المادة، وأن المواد تختلف في مقادير الفلوجستون الذي تملكها، ولذلك فسرت هذه النظرية أن المواد التي تحوي علي فلوجستون بكميات كبيرة تكون سريعة الاشتعال ولا يتخلف عن احتراقها رماد كثير. كما فسرت هذه النظرية تحول المعادن إلى كلس «أكسيد» عند تسخينها في الهواء، حيث قيل أنها تفقد الفلوجستون وفقاً للمعادلة الآتية:

معدن - فلوجستون (يتصاعد إلى الهواء) ⟵ كلس

كما فسرت هذه النظرية ظاهرة استخلاص المعادن من خاماتها عن طريق تسخينها مع الفحم النباتي، حيث تفيد النظرية أنه عند تسخين الفحم الغني بالفلوجستون مع كلس فإن الفحم يفقد ما به من فلوجستون إلى الكلس، فيتحول هذا الكلس إلى معدن، وفقاً للمعادلة الآتية:

كلس + فحم نباتي (غني بالفلوجستون) ⟵ معدن

وعلى الرغم من نجاح هذه النظرية في تفسير بعض الظواهر، إلا أنها فشلت في تفسير العديد من المشاهدات، فقد انهارت هذه النظرية والتي شغلت العلماء قرابة قرن من الزمان، وذلك عندما أثبت لافوازييه بتجاربه الشهيرة على احتراق الكبريت والفوسفور والزئبق بأن الفلزات تحترق في الهواء وتتحد مع جزء منه وهو

«الأكسجين»، ويؤدي ذلك إلى زيادة في وزن المعدن، وبهذه الطريقة أثبت أنه لا يتصاعد أي فلوجستون في هذه العملية، وذلك لأنه لا يحدث فقدان في وزن المعدن عند تسخينه، وقد أثبت ذلك من خلال تفاعل الزئبق مع الأكسجين ، وفقاً للمعادلة الآتية:

زئبق + أكسجين $\xrightarrow{\text{حرارة}}$ أكسيد الزئبق

المرحلة الخامسة:

وهي المرحلة التي بدأت في نهاية القرن الثامن عشر، وقد تميزت هذه المرحلة بظهور العديد من الاكتشافات العلمية على يد علماء بارزين مثل لافوازييه والعالم السويدي كارل شيلي، وظهرت خلال هذه المرحلة نظرية دالتون ونظرية طومسون.

المرحلة السادسة:

وهي المرحلة التي بدأت منذ مطلع القرن التاسع عشر الميلادي وتميزت بالانفجار المعرفي في مجال الكيمياء، حيث تطورت النظريات في مجال الكيمياء ومنها على سبيل المثال ظهور النظريات الذرية الحديثة، فقد برزت نظرية بوهر ونظرية الكم لشرودنجر، وسوف يتم تقديم عرض تاريخي لتطور هذه النظريات في فصول لاحقة.

طبيعة علم الكيمياء؟

يُعد علم الكيمياء أحد الفروع الهامة للعلوم الطبيعية. وحتى نتمكن التعرف على طبيعة علم الكيمياء لابد من التعرف على المكونات الأساسية لعلم الكيمياء، والتي تتضمن الآتي:

١ - نواتج علم الكيمياء (المحتوى المعرفي):

وتشمل جميع المعلومات العلمية التي تم التوصل اليها حتى الآن في مجال الكيمياء ويمكن تصنيفها إلى الآتي: **الحقائق - المفاهيم - التعميمات - المبادئ - القواعد - القوانين - والنظريات.**

ويطلق على هذه المكونات اسم «البناء المعرفي»، وخلال دراستك لوحدات الكيمياء للصف العاشر ستتعرف على أمثلة عديدة لهذه المكونات.

٢- مهارات العمليات العلمية:

وهي عبارة عن مجموعة من المهارات التفكيرية التي يستخدمها العلماء للتوصل إلى نواتج العلم. ومهارات العمليات العلمية كثيرة، ويمكن عرض بعضاً منها على النحو الآتي:

الملاحظة Observing

وتتضمن قدرة العالم على جمع المعلومات إما بطريقة مباشرة عن طريق الحواس الخمس أو بطريقة غير مباشرة، وذلك باستخدام أجهزة مساعدة للحواس مثل المجهر، مقياس الأس الهيدروجيني.

التصنيف Classifying

هي العملية التي يستخدمها العلماء لتنظيم الأشياء أو الأحداث أو المعلومات إلى مجموعات وفقاً لمعايير وصفات مشتركة بينها مثل: تصنيف بعض المواد إلى فلزات ولا فلزات، أو أحماض وقواعد، وتصنيف العناصر في الجدول الدوري إلى مجموعات متشابهة في الخواص.

القياس Measuring

وهذه المهارة تعد من أهم المهارات الضرورية لتطوير العمليات العلمية الأخرى وعلم الكيمياء يتطلب مهارة في استخدام وسائل القياس المختلفة مثل: قياس الأطوال والأوزان، وقياس الضغط، والحجم، ودرجة الحرارة، ودرجة الحموضة والقاعدية.

التفسير Interpretting

وهي مهارة يجب على العالم إجادتها، حيث تتضمن هذه المهارة القدرة على تفسير البيانات والمعلومات التي تم جمعها وتحليلها، وكذلك تفسير الأحداث والظواهر.

الاستنباط Deducting

وهي عبارة عن مهارة عقلية يستخدمها العالم للانتقال من الكل إلى الجزء ومن العام إلى الخاص، فما ينطبق على الكل ينطبق على الجزء. فمثلاً فلزات القلويات تتفاعل بشدة مع الماء مكونة هيدروكسيد الفلز وغاز الهيدروجين. ومن هذا التعميم يمكن التوصل إلى فلز الصوديوم يتفاعل بشدة مع الماء مكوناً هيدروكسيد الصوديوم وغاز الهيدروجين.

الاستقراء Inducting

وهي عبارة عن مهارة عقلية عكس الاستنباط ويستخدمها العالم للانتقال من الجزء الى الكل أو من الخاص الى العام. فمثلاً لاحظ العلماء أن حمض

الهيدروكلوريك يُحَمِّر ورقة دوار الشمس الزرقاء، وكذلك حمض النيتريك يُحَمِّر ورقة دوار الشمس الزقاء، كما لاحظوا أن حمض الكبريتيك يحمر الورقة الزرقاء، ومن هذه المعلومات الجزئية تم التوصل إلى التعميم العام بأن جميع الأحماض تُحمِّر ورقة دوار الشمس الزرقاء.

الاستنتاج أو الاستدلال Inferring

وهي من المهارات العلمية الأساسية التي يتم فيها التعرف على خصائص شيء مجهول من خلال دراسة خصائص شيء معلوم. مثل الاستدلال بأن المحلول الذي يحمر ورقة دوار الشمس هو محلول حمضي. ومهارة الاستناج أو الاستدلال من المهارات الهامة التي يجب على العالم إجادتها، حيث تستلزم جمع البيانات والحقائق للتوصل منها إلى نتائج معينة.

التنبؤ Predicting

وهي مهارة عقلية تتطلب القدرة على استخدام المعلومات السابقة للتنبؤ بوقوع شيء أو بحدوث ظاهرة أو حدث في المستقبل فمثلاً عندما عرف العلماء أن المعادن تتمدد بالحرارة تنبئوا عند صناعة قضبان السكك الحديدية أن القضبان ستتمدد أثناء الصيف فتنثني وبالتالي قد تسبب حوادث انقلاب القطارات ولذلك تركوا فراغات تسمح لهذه القضبان بالتمدد أثناء الصيف.

ضبط المتغيرات Controlling Variables

وهذه المهارات تتطلب قدرة الطالب على تحديد العوامل التي يمكن أن تؤثر على نتائج التجربة فيتم عزلها ولإبقاء على العامل الأساسي الذي يتم دراسته. فمثلاً عند دراسة أثر الضغط على حجم الغاز نقوم بتثبيت درجة الحرارة حيث وأنها تمثل المتغير الذي يتم ضبطه في التجربة ليسهل دراسة أثر الضغط على الحجم.

استخدام الأرقام Using Numbers

وتتضمن قدرة العالم على استخدام الأرقام التي تم الحصول عليها من خلال الملاحظة وجمع البيانات عن طريق وسائل القياس واستخدامها في الحسابات الزساسية وفي المعادلات الرياضية بطريقة صحيحة ودقيقة.

استخدام العلاقات المكانية والزمانية Space-Time Relationships

وهي تتضمن مهارة تطبيق القوانين والعلاقات الرياضية التي تُعبر عن العلاقات الزمانية والمكانية.

الاتصال Communicating

وهي قدرة العالم على نقل أفكاره العلمية أو معلوماته ونتائج دراساته أو أبحاثه إلى الآخرين، وذلك من خلال قدرته على إيصالها إلى الآخرين شفوياً أو كتابياً.

فرض الفروض Hypothesizing

وهذه المهارة مهمة جداً حيث تتطلب قدرة العالم على صياغة عدد من الفروض التي يمكن اختبارها بطريقة مباشرة عن طريق الملاحظة أو التجريب. وتعد الفروض من أهم المكونات للنظرية العلمية. فمثلاً من أهم فروض النظرية الحركية للغازات أن جزيئات الغاز في حركة مستمرة وقوى الجذب بينها ضعيفة. ويمكن اختبار صحة هذه الفرضية عن طريق دراسة سرعة انتشار جزيئات الغاز.

التجريب Experimenting

وهذه المهارة تعد من أهم المهارات وأكثرها شمولاً حيث أنها تتضمن جميع المهارات السابقة . ومن خلال هذه المهارة يستطيع العالم في مجال الكيمياء أن يتوصل إلى حلول للمشكلات وتفسير للظواهر عن طريق إجراء التجارب العلمية المتعلقة بالكيمياء.

٣- خصائص علم الكيمياء

من المكونات الأساسية لعلم الكيمياء والتي يمكن أن تساعدك في فهم طبيعة الكيمياء هو التعرف على بعض الخصائص التي تميز علم الكيمياء عن غيره من العلوم ومنها:

أ – أن وصف الظواهر العلمية المرتبطة بالكيمياء لاتقتصر على الوصف الكيفي بل تعتمد على استخدام التقدير الكمي (الأرقام).

ب– المعرفة العلمية في مجال الكيمياء ليست مطلقة فهي من صنع البشر والذين يمكن أن يخطئوا، ولذلك فإن ماتوصل إليه العلماء في مجال الكيمياء قابل للتعديل والتغيير. وخير شاهد على ذلك تطور النظريات الذرية عبر التاريخ.

جـ– علم الكيمياء ديناميكي يتطور يوماً بعد يوم وفقاً لتطور ووسائل البحث.

د – علم الكيمياء تراكمي البناء فكل معرفة جديدة تستند على معرفة سابقة.

هـ– علم الكيمياء نشاط إنساني عالمي ليس محصوراً على أمة من الأمم أو فئة من العلماء.

و – علم الكيمياء له أدواته الخاصة التي يطورها ويتطور بها.

ز – علم الكيمياء يتصف بالموضوعية والدقة.

ح– علم الكيمياء تكاملي فهو يرتبط بفروع العلوم الأخرى مثل الفيزياء، والأحياء، والجيولوجيا، والرياضيات.

ط – علم الكيمياء يصحح نفسه بنفسه. حيث يلاحظ من خلال دراسة التطور التاريخي لعلم الكيمياء كيف ثبت خطأ بعض النظريات القديمة وظهرت نظريات جديدة تصحح ذلك الخطأ.

طريقة التفكير العلمي وسيلة لإنتاج المعرفة العلمية

إن المنهج الذي يسلكه العلماء للوصول إلى المعرفة العلمية يسمى بمنهج التفكير العلمي، وهناك خطوات عامة يستخدمها الباحثون في مجال الكيمياء، ولكن لايشترط اتباعها بنفس الترتيب إذ أن لكل عالم إبداعاته الخاصة في الوصول إلى المعرفة. وبشكل عام تتضمن خطوات التفكير العلمي أو الطريقة العلمية (Scientific Method) ما يأتي:

١ – الشعور بالمشكلة: حيث أن شعور الإنسان بوجود مشكلة ما يشجع ويولد الرغبة في البحث عن حل لهذه المشكلة ومعرفة أسبابها خاصة وإن كانت المشكلة ذات معنى للباحث.

٢ – تحديد المشكلة بدقة ووضوح: ويتم ذلك عن طريق صياغة المشكلة على هيئة أسئلة.

٣ – جمع المعلومات والبيانات والحقائق المتعلقة بالمشكلة.

٤ – فرض الفروض المناسبة والمتعلقة بالمشكلة.

٥ – اختيار أنسب الفروض على أساس الحقائق والمعلومات التي توافرت حول المشكلة.

٦ – التأكد من صحة الفروض المقترحة لحل المشكلة وذلك عن طريق التجريب.

٧ – تكرار التجربة للتأكد من صحة النتائج.

٨ – الوصول إلى حل المشكلة.

٩ – إصدار التعميمات عن النتائج واستخدامها في تفسير مواقف جديدة مشابهة لها.

لفهم العلاقة بين علم الكيمياء والتقنية والمجتمع لابد وأن يكون لدينا فهماً واضحاً للفرق بين علم الكيمياء وبين التقنية. وللوصول إلى هذا الفهم الدقيق لابد أن نوضح الفرق بين البحوث الأساسية والتطبيقية والبحوث التقنية في مجال الكيمياء، على النحو الآتي:

١- البحوث الأساسية (Baisic Research):

ويهتم العلماء في هذا المجال بالبحث عن المعرفة العلمية وتطويرها، حيث تنصب أهدافهم على الوصول إلى الحقائق والمفاهيم والتعميمات والقواعد والمباديء والقوانين والنظريات العلمية التي تصف وتفسر سلوك الظواهر الكيميائية وتتنبأ بسلوك هذه الظواهر عند تغير الظروف المحيطة، وهذا الجانب من علم الكيمياء لايركز على الجوانب التطبيقية بل يكون الهدف الأساسي منه هو الوصول إلى المعرفة النظرية البحتة.

وكمثال على أحد البحوث الأساسية (النظرية) هو اكتشاف عقار البنسلين ومعرفة تركيبه الكيميائي بواسطة البحوث الأساسية التي أجراها علماء الكيمياء.

٢- البحوث التطبيقية (Applied Research):

ويهتم العلماء في هذا المجال بإجراء البحوث التي تركز على المجالات التطبيقية التي يمكن بواسطتها الاستفادة من نتائج البحوث الأساسية (النظرية) ففي المثال السابق نجد أن علماء الكيمياء التطبيقية قاموا بإجراء العديد من البحوث التي ركزت على دراسة أثر البنسلين على مقاومة العدوى البكتيرية بمختلف أنواعها.

ونتيجة لهذه البحوث توصل العلماء إلى معلومات علمية جديدة تتعلق بعقار البنسلين.

٣- البحوث التقنية (التكنولوجية) (Technological Research):

ويهتم العلماء في هذا المجال بإجراء البحوث والدراسات التي تركز على إيجاد وسائل وطرق يمكن بواسطتها ترجمة المعرفة العلمية التي يتم التوصل إليها عن طريق البحوث الأساسية والتطبيقية على حد سواء، وإنتاج تطبيقات عديدة على نطاق واسع وبطرق اقتصادية. وينبغي الإشارة أن التطبيقات التقنية منها ما يخدم المجتمع وينفع الإنسان ومنها ما له أثر سلبي على حياة الإنسان، وتقسم هذه التطبيقات إلى:

تطبيقات إيجابية :

نجد أن العلماء العاملين في مجال التقنية قاموا بتطوير طرق اقتصادية لإنتاج عقار البنسلين بكميات تكفي لتغطية احتياجات السوق المحلية والعالمية واستفادوا من المعرفة العلمية التي وصلت إليهم عن طريق البحوث الأساسية والتطبيقية كما ذكر سلفاً. كما أن التقنية استطاعت إنتاج العديد من العقاقير الطبية التي تستخدم لعلاج الأمراض الفتاكة، انظر الشكل (٢).

- اجمع معلومات عن بعض العقاقير الكيميائية، وحدد الأمراض التي تقوم بمعالجتها.

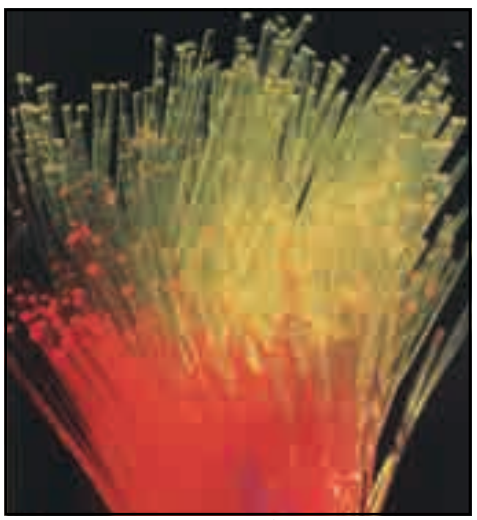
تمكن العلماء في مجال التقنية من تطوير المبيدات الحشرية التي كانت تفتك بالمحاصيل الزراعية، بالإضافة إلى ذلك تم إنتاج العديد من الأسمدة الكيميائية التي أدت إلى زيادة المحاصيل الزراعية، انظر الشكل (٣).

- اجمع معلومات عن بعض المبيدات والأسمدة الكيميائية، واكتب تقريراً عن فوائدها وأضرارها، وناقش ذلك مع زملائك في الصف.

يوضح الشكل (٤) صورة للألياف الضوئية، حيث توصل العلماء

شكل (٢)

شكل (٣)



شكل (٤)

للمعلومات النظرية حول البلورات وسلوك الضوء وخصائصه وقد تمت الاستفادة من هذه النظرية في إجراء البحوث التطبيقية والتي توصلوا منها إلى اكتشاف الليزر.

وعند اكتشاف الألياف الضوئية تمكن العلماء من استخدام تقنية جديدة وهي إرسال ومضات من ضوء الليزر عبر هذه الألياف والتي أفادت مؤخراً في إرسال الرسائل الصوتية التلفونية، وكذلك إرسال الصور التلفزيونية من مسافات بعيدة جداً عبر هذه الألياف.

شكل (٥)

تطبيقات سلبية:

وينبغي الإشارة إلى أن التطبيقات التقنية للمعرفة العلمية قد يكون لها أثر سلبي على البيئة وعلى البشر.

فمثلاً صناعة القنبلة الذرية والأسلحة النووية بجميع أنواعها ماكانت لتحدث لولا تطور المعرفة في مجال العلوم الأساسية والتطبيقية.

- هناك العديد من التطبيقات التي لا مجال لحصرها ولها آثار سلبية أو إيجابية. اكتب تقريراً عن بعض هذه التطبيقات، موضحاً رأيك في أثرها على المجتمع.

أثر المجتمع على العلم والتقنية:

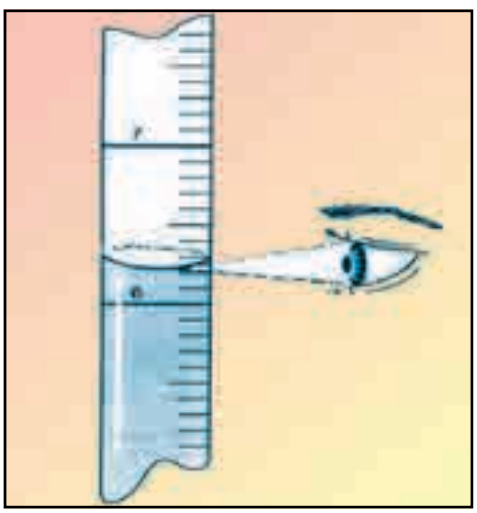
يظهر أثر المجتمع من خلال مؤسساته المختلفة في محاولة لكبح جماح الأبحاث العلمية الموجهة نحو إنتاج بعض الوسائل والطروق التي قد يكون لها أثراً سلبياً على حياة الناس ومستقبل البشرية بشكل عام. كما أن المجتمع المتقدم والذي يمتلك العناصر البشرية القادرة على صنع القرار يستطيع الدفع بالأبحاث العلمية في كل المجالات وخاصة مجال الكيمياء وذلك عن طريق توفير الدعم المادي والمعنوي لمثل هذه الأبحاث سواء في مجال العلوم الأساسية أو التطبيقية أو في مجال التقنية. ولذلك نستنتج أن علم الكيمياء يؤثر على التقنية ويتأثر بها، كما أن التقنية تؤثر على المجتمع وتتأثر به، والمجتمع يؤثر على العلوم والتقنية ويتأثر بهما.

عرفت سابقاً ارتباط علم الكيمياء بالرياضيات، ونظراً لأهمية الحسابات في مجال الكيمياء لابد من التعرف على موضوع الأرقام المعنوية والتي ستفيدك في إجراء الحسابات الكيميائية بطريقة سليمة.

مشكلة الشك في القياسات... هل من حلول ؟

يحتاج الكيميائي إلى إجراء العديد من القياسات بطريقة دقيقة، إلا أنه لايوجد أي قياس دقيق بنسبة ١٠٠ ٪ وذلك لأن الآلات – التي ابتكرها الإنسان لقياس الأطوال والحجوم والكتل ودرجة الحرارة ... الخ – قدرتها على القياس نسبية وليست مطلقة، فهي لم تصل إلى الدرجة المثلى من الضبط والدقة... فكيف تعامل العلماء مع تلك المشكلة؟

الأرقام المعنوية في القياسات: Significant Figures



شكل (٦)

عندما نقيس حجم سائل باستخدام المخبار المدرج فانك لابد أن تقرأ من خلال النظر بموازاة سطح التحدب لسطح سائل كما هو موضح في الشكل (٥) يبين الشكل أن السطح السائل المقعر والناتج عن التوتر السطحي يقع مابين ٥,٣ مل (٥,٤) مل وبهذا يمكننا تقدير الحجم بأنه (٥,٣٤) مل، وهذا العدد يحوي رقمين مؤكدين هما (٥) و (٣)، ورقم غير مؤكد وهو (٤) والرقمين المؤكدين مع الرقم غير المؤكد تعتبر معنوية، وبناءً على ذلك فإن الأرقام المعنوية هي :

عبارة عن كل الأرقام المؤكدة + رقم واحد غير مؤكد.

– استخدم هذا التعريف لإكمال الجدول (١).

الكمية	الأرقام المؤكدة	الأرقام الغير مؤكدة	عدد الأرقام المعنوية
١٤٫٣٧٩ م	١ ، ٤ ، ٣ ، ٧	٩	٥
٧٫٢ مل	.....	٢	٢
١٢٠٫٥٨٦ مل	١ ، ٢ ، ٠ ، ٥ ، ٨	....	٦
٧٫٥ كم	.....	٥	٢
١٫٩٤٠ جم	١ ، ٩ ، ٤	٠	....

جدول (١)

قواعد تحديد الأرقام المعنوية

١ – كل الأعداد الصحيحة غير الصفرية تعتبر معنوية .

٢ – كل الأصفار الواقعة على يسار العدد غير الصفري تعتبر غير معنوية .

أمثلـــة :

– العدد (٠٫٠٠٥٦٧) يحوي ثلاثة أرقام معنوية (٧ ، ٦ ، ٥) .

– العدد (٠٫٠٠٠٨٩) يحوي رقمين معنويين (٩ ، ٨) .

٣ – كل الأصفار الواقعة بين الأعداد غير الصفرية تعتبر معنوية .

أمثلـــة :

– العدد (٠٫٧٠٢٠٨) يحو ي خمسة أرقام معنوية (٨ ، ٠ ، ٢ ، ٠ ، ٧) .

– العدد (٠٫٠٤٠١) يحوي ثلاثة أرقام معنوية (١ ، ٠ ، ٤) .

٤ – كل الأصفار الواقعة على يمين الرقم الذي يشتمل على علامة عشرية تعتبر معنوية .

أمثلـــة :

– العدد (٣٤٫٠٧٠) يحوي خمسة أرقام معنوية (٠ ، ٧ ، ٠ ، ٤ ، ٣) .

– العدد (٠٫٠٠٦٧٠) يحوي ثلاثة أرقام معنوية (٠ ، ٧ ، ٦) .

٥ – كل الاصفار الواقعة على يمين العدد الصحيح الذي لا يحوي علامة عشرية قد تعتبر معنوية وقد تعتبر كلها أو بعضها غير معنوية. وهذا يعتمد على وحدات القياس المستعملة وعلى دقة القياس.

أمثلـــــة:

– العدد (٣٠٠) لتر قد يحوي ثلاثة أرقام معنوية (٠ ، ٠ ,٣).
وقد يحوي عددين هامين (٠ ,٣).

– العدد (٣٠٠) مل قد يحوي ثلاثة أو رقمين أو رقم واحد معنوي، وهذا يعتمد على مدى دقة القياس.

فعندما يكون القياس دقيقاً بمعنى أن عدد الليترات التي تم قياسها هو (٢٠٠) لتر فإننا تعبِّر عن هذه الأرقام المعنوية بالصورة الآتية (٢ × ١٠ ^{٢}).

أمثلة على القواعد الخمس:

حدد الأرقام المعنوية في كل من الأعداد التالية:

أ– ٦,١ م ب– ٦,١٠٠ م جـ– ٠,٠٦١ م د– ٦١٠٠ م

أمثلـــــة:

أ – ثلاثة أرقام معنوية (٦,٠,١) « القاعدتين الأولى والثانية ».

ب – أربعة أرقام معنوية (٦,١,٠,٠) « القاعدتين الأولى والرابعة ».

جـ – رقمين معنويين (١ ، ٦) « لقاعدتين الأولى والثانية ».

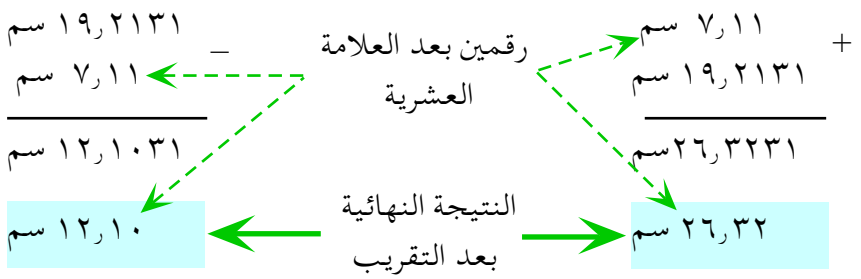
د – غير مؤكد: قد تكون رقمين أو ثلاثة أرقام أو أربعة أرقام معنوية. « تبعاً للقاعدة الخامسة ».

الحساب بالأرقام المعنوية

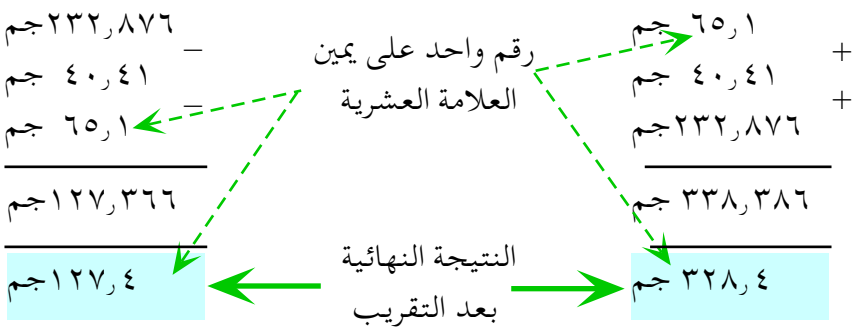
إن الأعداد الناتجة عن القياسات والتي تشمل على ثلاثة أو أربعة أعداد معنوية لايتم جمعها أو طرحها أو ضربها أو قسمتها لتبقى النتيجة كما هي بحيث تحتوي على سبعة أو ثمانية أعداد معنوية، بل لابد من اتباع قواعد خاصة للتقريب، وهي على النحو الآتي:

أولاً : الجمع أو الطرح :

مثال (١) :



مثال (٢) :



- قارن بين نتائج هذه العمليات والأعداد التي تم جمعها أو طرحها في المثالين. ماذا تلاحظ؟
- ما الفرق بين نتيجة الجمع والطرح، والنتيجة النهائية في كل من المثالين ١, ٢ ؟

من خلال المثالين السابقين يتضح أنه في حالة الجمع أو الطرح للأعداد المعنوية. فإن النتيجة النهاظية تكون متفقة مع القاعدة الآتية :

عند جمع أو طرح الأعداد المعنوية فإن النتيجة تكون متضمنة لعدد من الأرقام على يمين العلامة العشرية، بحيث يكون عددها مساوياً لأقل الأرقام المتضمنة في الكميات التي تم جمعها أو طرحها، مع مراعاة قواعد التقريب.

ثانياً : القسمة والضرب للأرقام المعنوية :

مثال (١) :

$$\frac{٢٧٫٢٠٠١}{٢٫٢} = ١٢٫٣٦٤٠٩ = ١٢$$

رقمين معنويين

مثال (٢) :

$$(٢٥٫١٠٠)(٤٫٨١٢) = ١٢٠٫٧٨١٢ = ١٢١$$

ثلاثة أرقام معنوية

مثال (٣) :

$$\frac{٢٫٤٠٠ \times ٨٫٢٣١}{٤٫١} = ٤٫٨١٨١٤٦٣ = ٤٫٨$$

رقمين معنويين

– القاعدة واضحة من خلال الأمثلة الثلاثة السابقة، هل تستطيع أن تكتشفها؟

تقويم الوحدة

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على الإجابة عن الأسئلة الآتية :

س١ : تحدث باختصار عن المقصود بطبيعة علم الكيمياء.

س٢ : عرف المصطلحات الآتية :

علم الكيمياء الأساسي – علم الكيمياء التطبيقي – التقنية – التجريب – ضبط المتغيرات – فرض الفروض – القياس – التصنيف.

س٣ : ما المقصود بالعلاقة التبادلية بين العلم ،التقنية والمجتمع؟

س٤ : اذكر باختصار خطوات منهج التفكير العلمي؟

س٥ : اذكر بعض المركبات التي حضرها علماء العرب والمسلمون؟

س٦ : تحدث عن دور بعض الرواد العرب في تطوير علم الكيمياء؟

س٧ : يمتاز علم الكيمياء ببعض الخصائص التي تميزه عن غيره من العلوم. فما هذه الخصائص؟

س٨ : وضح كيف فسرت نظرية الفلوجستون استخلاص المعادن من خاماتها؟

س٩ : كيف تم إثبات خطأ نظرية الفلوجستون؟

س١٠ : قارن بين البحوث الأساسية والتطبيقية والتقنية في مجال الكيمياء.

س١١ : صنف التطبيقات التقنية من حيث أثرها على الإنسان البيئة بشكل عام.

١- بين عدد الأرقام المهمة في كل مما يأتي:

٢٠٠٠٠ سم، ٠,٠٠٢م، ٠,٠٠٢٠مم، ٠,٠٠٢٠٠٠١٢م، ٠,١١١١١٢سم.

٢- احسب حاصل جمع الأعداد المهمة في كل مما يأتي:

أ- ٣٥,٢٠١٠٢كجم، ٧٣٧,٢٣كجم، ٥٨٧٠,٢كجم.

ب- ٣٢٥جم، ٢٠٠,٧جم، ٦٥٢,١٣٥جم.

جـ- ١٦٨,١٧سم، ١٦٨,١٧١٧سم، ٠,١٩سم.

٣- أوجد الناتج النهائي في كل مما يأتي:

أ = $\frac{(٦٨,٧٥)(٥٨,١٦٧)}{٢,٢}$

ب = $\frac{(١)(١١٢,٢)}{١٠٠,١}$

جـ = (١٧,١٧)(٢٦,١٥١٥)(٥٧)

د = $\frac{٢٨,٢٨}{٢٨}$

الوحدة الثانية

لمحة تاريخية عن تطوير مفهوم الذرة

الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – تذكر بإيجاز المراحل التي مر بها مفهوم الذرة .

٢ – تقارن النماذج الفلسفية والنماذج العلمية للذرة .

٣ – تصف النماذج المختلفة التي اقترحها العلماء للذرة .

٤ – تبين مزايا وعيوب كل نموذج من النماذج الذرية التي درستها .

٥ – توضح الدور التي لعبته الاكتشافات العلمية في مجال الكهرباء وظاهرة النشاط الإشعاعي في تطور مفهوم الذرة .

٦ – تصف أحدث نموذج للذرة .

تطور مفهوم الذرة

تقوم دراسة الكيمياء على أساس أن المادة مبنية من ذرات ورغم ذلك لم يتمكن أي إنسان حتى الآن من رؤية الذرة وذلك لأنها غاية في الصِّغر.

ونظراً لأهمية فهم الذرة في القدرة على تفسير الظواهر الكيميائية والفزيائية وغيرها من الظواهر العلمية، فسوف يتم في هذه الوحدة التعرف على جهود العلماء في تطور مفهوم الذرة وفك بعض ألغازها حتى تم التوصل إلى مفهوم السحابة الإلكترونية. ولايزال المجال مفتوح لمن يريد أن يكتشف المزيد عن الذرة، وقد تكون أنت هو.

ديموقراط وليوسيبوس يقترحان أول نظرية للذرة:

قبل حوالي ٢٥٠٠ سنة اقترح الفيلسوف الإغريقي (٤٦٠–٣٧٠ ق.م) ديموقراط بمساعدة أستاذه ليوسبوس أول نموذج للذرة، وكما كان عليه الحال في تلك الفترة لم يعتمد على التجريب في التوصل إلى نموذجه وإنما اعتمد على ملاحظاته وعلى قدرته المنطقية، وتنص نظرية ديموقراط على أن:

- كل مادة مكونة من جسيمات صغيرة جداً لا ترى ولاتنقسم ولكنها لاتزال تحتفظ بخواص المادة تسمى بالذرات.
- ذرات المواد المختلفة تختلف في أشكالها وأحجامها.

أفلاطون وأرسطو يدحظان نظرية ديموقراط:

بناءً على رأيهما ومعتقداتهما الفلسفية فقد عمل كل من أفلاطون وأرسطو على القضاء على آراء ديمقراط بما في ذلك نظريته حول الذرة وظلت أرائهما سائدة حوالي ٢٢٠٠ سنة.

جاليليو يحيي مفهوم الذرة:

عزى جاليليو (١٥٦٤–١٦٤٢) ظهور مواد جديدة خلال التغيرات الكيميائية إلى إعادة ترتيب أجزاء غاية في الصِّغر لا يمكن رؤيتها.

فرانسيس بيكون وبويل ونيوتن يؤيدون فكرة جاليليو:

افترض فرانسيس بيكون (١٥٦١– ١٦٢٦م) بأن الحرارة ربما تكون ناتجة عن حركة جسيمات صغيرة جداً، كما استخدم كل من بويل ونيوتن نفس الفكرة في تفسير الظواهر الفيزيائية.

دالتون يضع أول نموذج فعلي للذرة (Atomic Model):

يُعتبر دالتون (١٧٦٦–١٨٤٤م) الذي كان يعمل في إحدى المدارس الإنجليزية أول من اعتمد التجريب العلمي في بناء نموذج عقلي للذرة والذي عُرف بنموذج الذرة المصمتة، وذلك بناءً على نظريته التي تنص على أن:

١ – كل المواد مكونة من ذرات متناهية في الصغر لايمكن رؤيتها.

٢ – الذرات غير قابلة للانقسام أو الاستحداث.

٣ – ذرات العنصر الواحد متشابهة وتختلف عن ذرات العناصر الأخرى.

٤ – يمكن لذرات أي عنصر أن تتحد مع ذرات عنصر آخر لتكوين مواد جديدة.

شكل (١) جون دالتون

الذرة قابلة للانقسام:

أدت الاكتشافات الخاصة بالكهرباء بما في ذلك أشعة المهبط (الكاثود) اضافة الى اكتشاف الظاهرة الإشعاعية الى دحض مفهوم «الذرة المصمتة الغير قابلة للانقسام». فكيف كان ذلك؟

الكهرباء الساكنة تؤيد فكرة قابلية الذرة للانقسام:

لمعرفة ذلك قم بتنفيذ النشاط الآتي:

شكل (٢) تومسون بجانب اكتشافاته

نشاط (١)

الأدوات: كرتان من البيلسان – ورق ألومنيوم – قضيب من المطاط – قطعة من الحرير – قطعة من الصوف – خيطان رفيعان.

شكل (٣)

شكل (٤)

١ – علق الكرتين بخيط بعد تغليفهما بدقائق الألومنيوم على أن تكون الكرتان في مستوى واحد .

٢ – ادلك ساقين من المطاط بقوة مستخدماً قطعة من الحرير .

٣ – قرِّب الطرف المدلوك من الساق من الكرتين بحيث يلامسهما معاً ثم دون ملاحظاتك . فسر ماحدث .

٤ – ادلك ساق المطاط بقوة مستخدماً قطعة من الصوف .

٥ – قرب الطرف المدلوك من الساق من كرتي البيلسان المشحونتين دون أن تجعل الساق يلامسهما . ماذا تلاحظ؟ فسر ملاحظاتك .

٦ – لماذا تنافرت الكرتان بعد ملامسة ساق المطاط المدلوك بالحرير لهما؟

٧ – لماذا انجذبت الكرتان نحو الساق المدلوك بالصوف؟

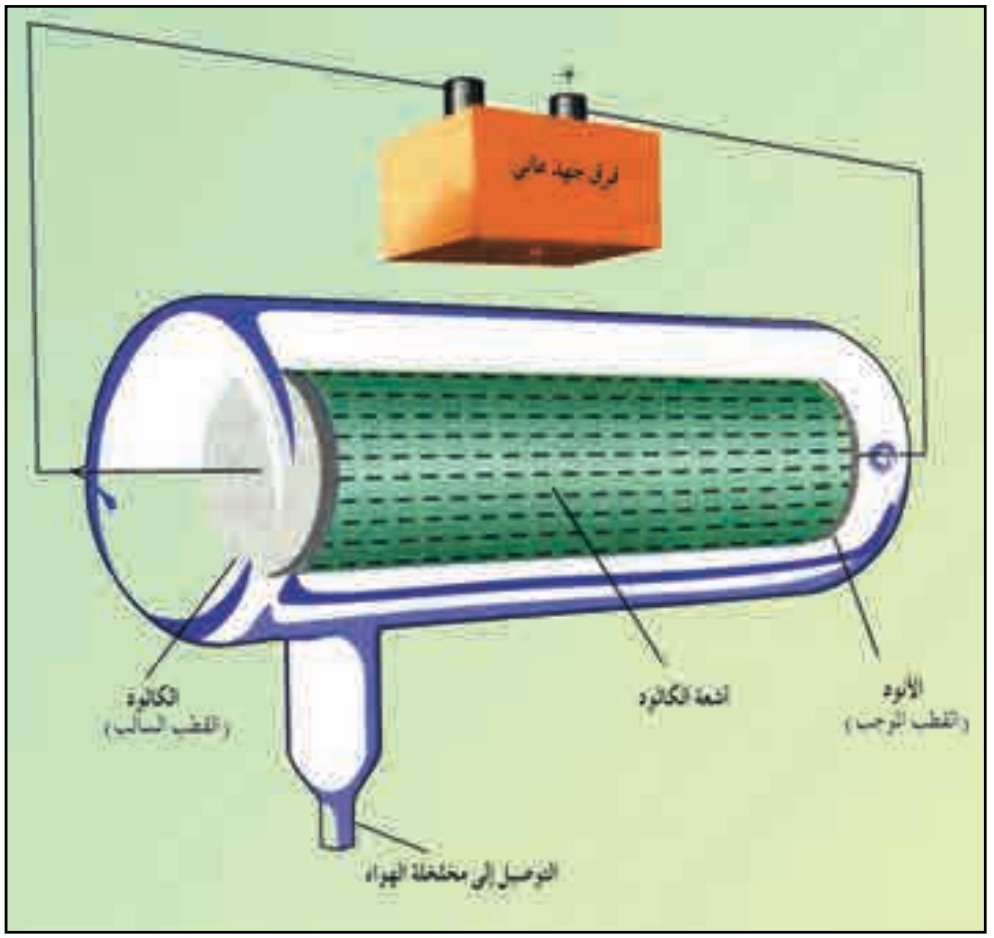
٨ – لماذا اكتسب ساق المطاط شحنة بعد دلكه؟

٩ – ما نوع الشحنة التي يكتسبها المطاط بعد دلكه بالصوف ومن ثم بالحرير؟

١٠– هذا النشاط ساعد في التدليل على أن الذرة قابلة للانقسام، وضح ذلك؟

الكهرباء التيارية تساعد في الكشف عن بعض مكونات الذرة :

لاحظ تومسون أثناء دراسته لتدفق الكهرباء خلال الغازات في أنابيب شبه مفرغة تحوي قطبين أحدهما سالب والآخر موجب ظهور أشعة تسير من السالب (الكاثود) إلى القطب الموجب (الأنود) فقام بعمل عدة تجارب لدراسة خصائص تلك الأشعة مستخدماً الجهاز الموضح في الشكل (٥) :



شكل (٥)

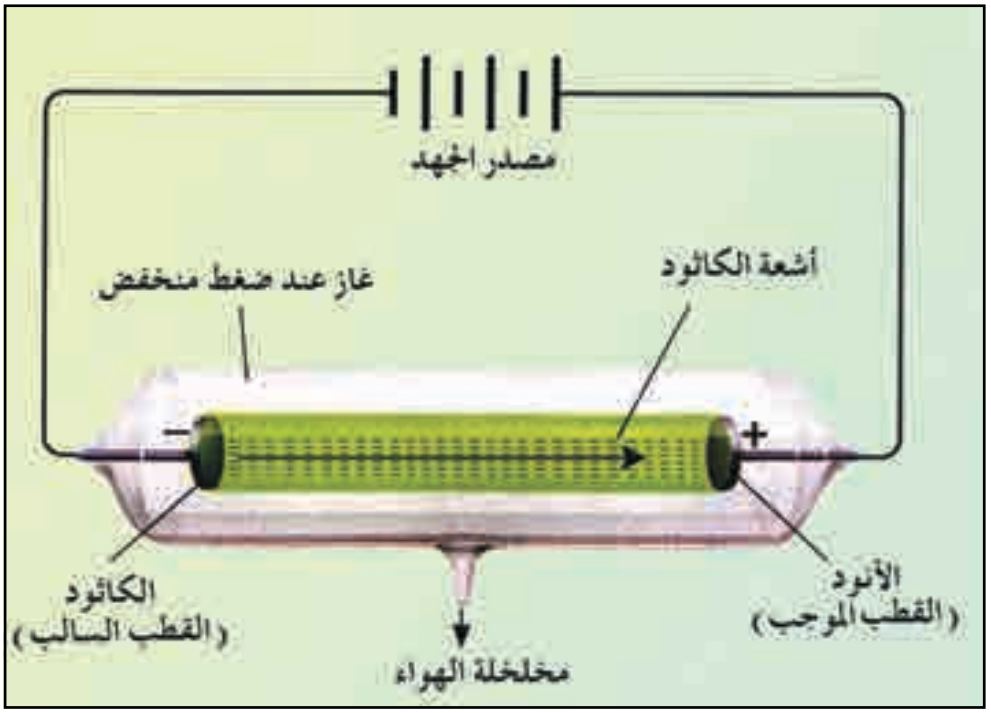
- ما نوع الشحنات التي تحملها تلك الجسيمات؟
- ما مصدر تلك الجسيمات؟

خواص أشعة المهبط :

توصل تومسون من خلال تجاربه إلى أن أشعة المهبط تتميز بالخواص الآتية :

١ - أنها تسير في خطوط مستقيمة.

- كيف تستدل على ذلك من خلال ما تلاحظه في الشكل (٦)؟



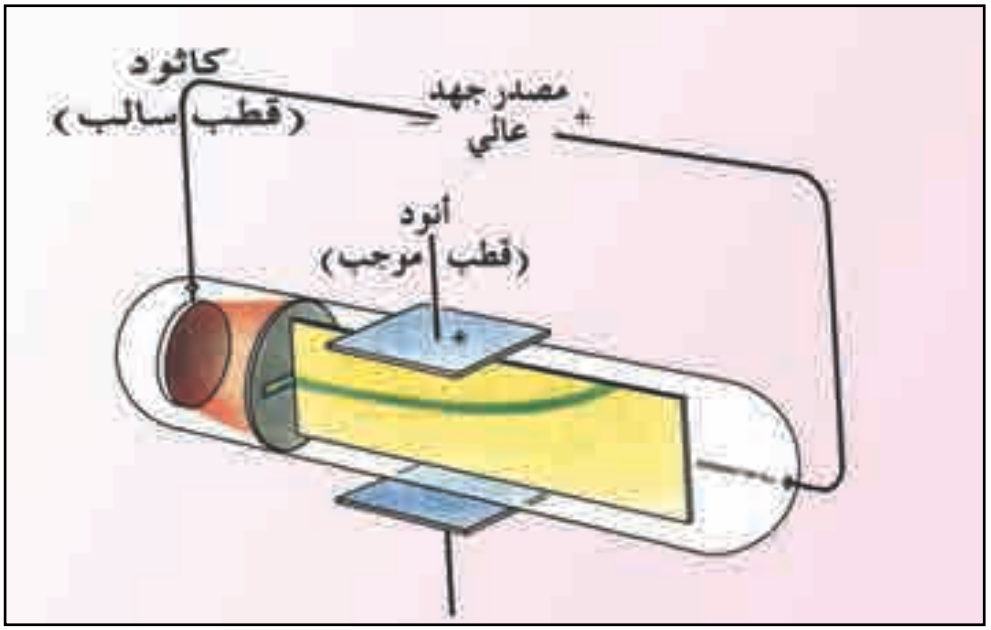
شكل (٦)

٢ – تتكون من جسيمات دقيقة لها كتلة وسرعة.

شكل (٧)

– كيف استدل على تلك الخاصية ؟

٣ – لها شحنة سالبة.



شكل (٨)

– كيف تستنتج ذلك من خلال الشكل (٦) والشكل (٨)؟

٤ – خواص أشعة المهبط لا تتغير : قام تومسون بتبديل الغاز الموجود داخل الأنبوب وتغيير مادة المهبط فوجد أن خواص أشعة المهبط لا تتغير تبعاً لذلك، وبهذا توصل إلى الخاصية الرابعة لأشعة المهبط، فما هي تلك الخاصية؟

وقد توصل تومسون من خلال دراسته لخواص أشعة المهبط إلى أنها تتكون من جسيمات مادية غاية في الصغر ذات شحنة سالبة أطلق عليها اسم (Electrons).

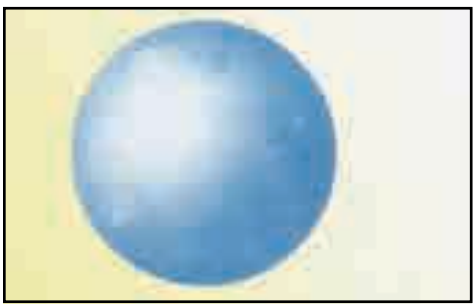
– ما مصدر تلك الإلكترونات؟
– مم يتكون أي غاز من الغازات التي تم وضعها داخل أنبوب أشعة المهبط؟
– ماذا يحدث عند مرور الكهرباء خلال الغاز؟

إذاً فإن تلك التجارب التي أجراها تومسون قد أفضت إلى اكتشافه للإلكترونات.

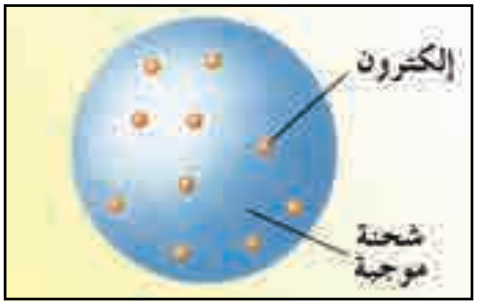
– فما هي خصائص الإلكترونات؟

بعد اكتشافه الشهير الذي أكد أن الذرة قابلة للانقسام وأنها تتكون من جسيمات أطلق عليها اسم إلكترونات، فقد استخدم تومسون الأسلوب الاستدلالي التالي لإثبات وجود نوع آخر من الجسيمات:

بما أن الذرة متعادلة كهربائياً، وبما أنه ثبت أنها تحتوي على إلكترونات سالبة الشحنة.
إذاً لابد أنها تحتوي أيضاً على.....



شكل (٩) نموذج الكرة المصمتة – دالتون



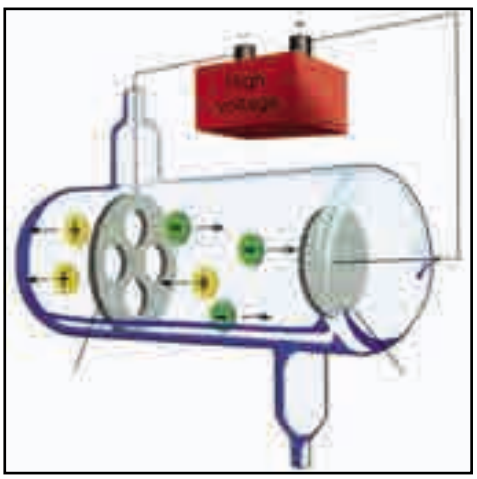
شكل (١٠) نموذج الكعكة – تومسون

– قارن بين نموذج دالتون ونموذج تومسون للذرة.

راذر فورد يثبت وجود الجسيمات الموجبة:

قام رادرفورد بإجراء تعديل على أنبوب أشعة المهبط كما يتضح من خلال الشكل (١١).

– قارن بين الأنبوب في الشكل (٦) والأنبوب في الشكل (١١).
– ما التعديلات التي أدخلها راذرفورد على أنبوب أشعة المهبط؟



شكل (١١) أشعة القنال

وجد راذرفورد أنه عند استخدام مهبط مثقب موضوع في مكان يبعد قليلاً عن طرف الأنبوب فإن أشعة أخرى تنفذ من خلال ثقوب المهبط وتصطدم بطرف الأنبوب القريب من المهبط والمقابل له، وقد اسمى راذرفورد تلك الأشعة «أشعة القناة».

خواص أشعة القناة :

١ – تسير في خطوط مستقيمة.

٢ – تسير في اتجاه معاكس لاتجاه أشعة المهبط.

٣ – لها شحنة موجبة: كيف استدل على ذلك؟

٤ – تتكون من دقائق مادية تختلف كتلتها باختلاف الغاز الموجود داخل الأنبوبة ولكنها متساوية الكتلة لنفس الغاز وأصغر كتلة يمكن الحصول عليها هي عند استخدام غاز الهيدروجين.

هيدروجين ⟵ (تفريغ كهربائي / فرق جهد عال) إلكترون + بروتون

شكل (١٢) راذرفورد

وقد أطلق راذرفورد على الجسيمات المكونة لأشعة القناة اسم « بروتونات – Protons » ، وهو الجزء الموجب من ذرة الهيدروجين.

ولكن الجسيمات المكونة لأشعة القناة ليست في الحقيقة سوى أيونات موجبة ناجمة عن فقد بعض ذرات الغازات لبعض إلكتروناتها.

ظاهرة النشاط الإشعاعي واكتشاف المزيد حول الذرة؟

يعود الفضل في اكتشاف النشاط الإشعاعي إلى العالم الفرنسي بيكوريل، حيث اكتشف عام ١٨٩٦م وجود عناصر تبعث إشعاعات تتميز بالخواص التالية:

١ – غير مرئية وتؤثر في الأوراق الحساسة « أوراق التصوير ».

٢ – تؤدي إلى تأين الغازات.

٣ – لها القدرة على اختراق بعض الأجسام.

٤ – لها القدرة على قتل الخلايا الحية؟

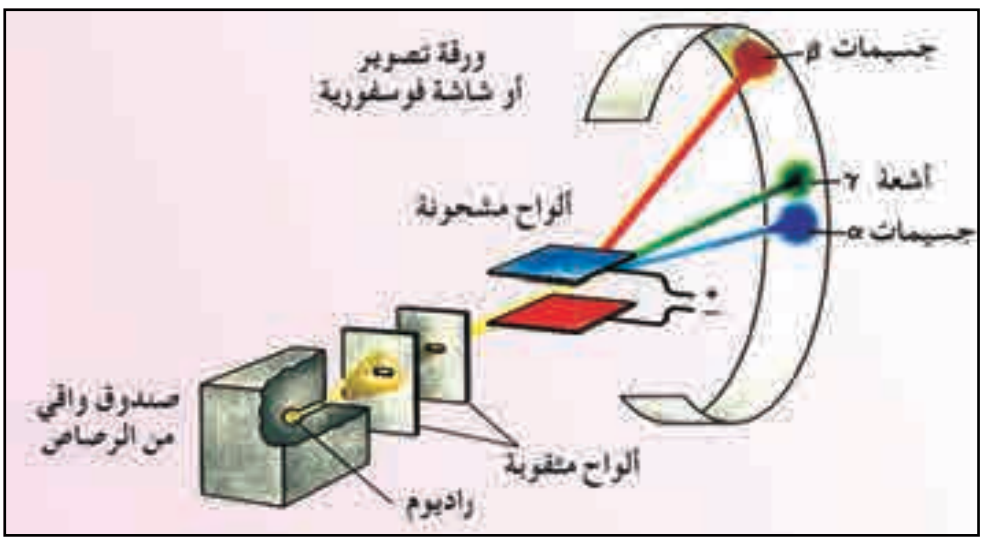
حذاري من التعرض لمثل هذه الإشعاعات.

نشاط (٢)

قم بزيارة لقسم الأشعة السينية (X – Rays) في إحدى المستشفيات واسأل المختصين عن طبيعة تلك الأشعة وأهميتها وأخطارها ، وكيف يتعاملون معها ثم اكتب تقريراً حول ذلك .

راذرفورد يكتشف طبيعة الإشعاعات :

قام راذرفورد بوضع عينة لعنصر مشع داخل صندوق سميك من الرصاص فيه ثقب واحد ثم جعل الأشعة تمر بين قطبي مجال كهربي ووضع في طريق الأشعة لوحاً حساساً للأشعة، فوجد أن الإشعاع الصادر من العناصر المشعة يتحلل إلى ثلاثة أنواع من الأشعة . ما هي ؟



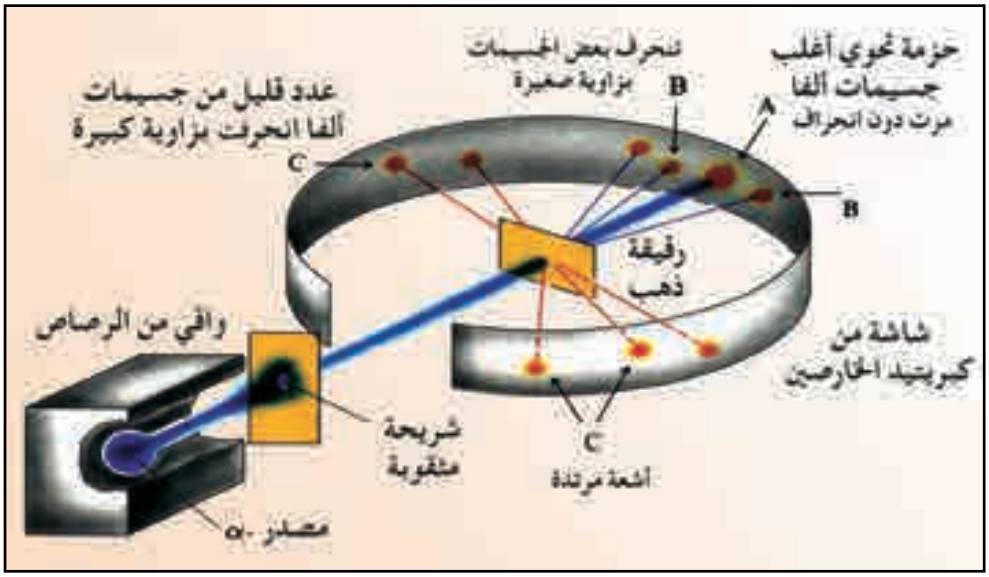
شكل (١٣) تحليل الإشعاع

الظاهرة الإشعاعية تساعد في اكتشاف البروتون :

تمكن العلماء من فصل البرتون من خلال قذف عنصر النيتروجين بدقائق ألفا .

$$N + \alpha \longrightarrow O + Proton$$

نيتروجين + ألفا ← أكسجين + بروتون



شكل (١٤) تجربة رقيقة الذهب

راذرفورد يكتشف نواة الذرة :

في عام ١٩١١م أجرى راذرفورد تجربة بسيطة ولكنها أدت إلى إحداث تغيير جوهري في مفهوم الذرة.

صف التجربة من خلال الشكل (١٤).

ماذا حدث للأشعة بعد وصولها إلى رقيقة الذهب؟

علام يدل كل مما يلي :

- مرور غالبية الأشعة دون انحراف؟
- انحراف بعض الأشعة؟
- ارتداد عدد قليل جداً من الأشعة وعدم نفاذها من خلال رقيقة الذهب.

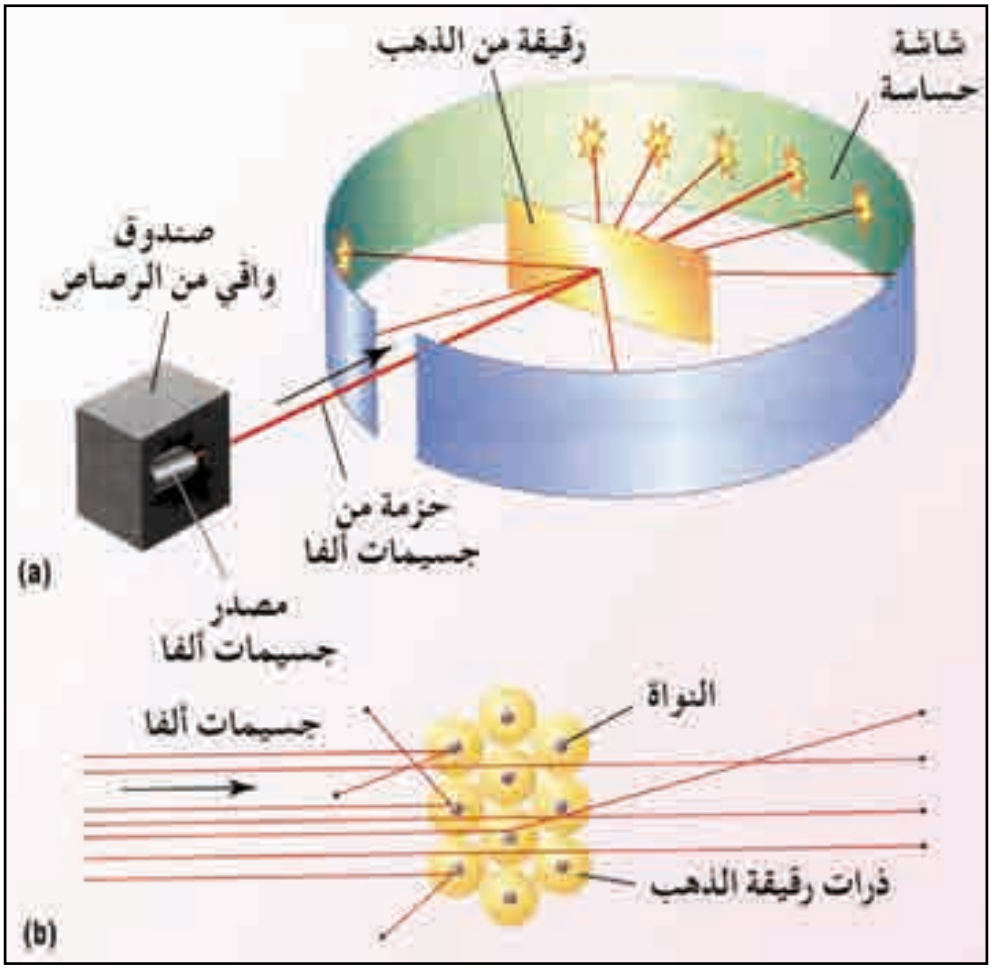
فروض نظرية راذرفورد الذرية :

١ - غالبية الذرة فراغ.

٢ - يوجد في مركز الذرة نواة صغيرة موجبة الشحنة ولكنها تتركز فيها أغلب كتلة الذرة لاحتوائها على كل البروتونات الموجبة.

٣ - كتلة الإلكترونات صغيرة جداً مقارنة بكتلة البروتونات حيث أن نسبة كتلة الاكترونات = ١ ، وكتلة البروتون ١٨٣٦ .

٤ - الإلكترونات الموجودة حول النواة في حركة مستمرة.



شكل (١٥)

وضح مع الرسم ما الذي كان سيحدث للأشعة المسلطة على رقيقة الذهب فيما لوكان نموذج تومسون للذرة صحيح علمياً؟

اكتشاف النيوترونات :

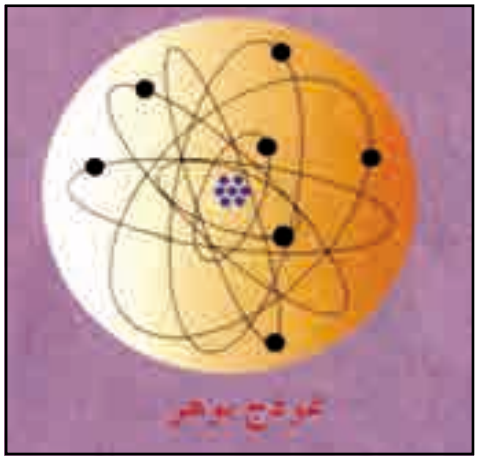
في عام ١٩٣٢م اكتشف العالم البريطاني شادويك النيوترونات والتي هي عبارة عن جسيمات متعادلة كهربائياً ولها كتلة تساوي كتلة البروتونات.

صمم جدولاً يوضح مكونات الذرة وخصائص كل منها وموقعه بعد هذا الاكتشاف.

بوهر : الإلكترونات تدور حول النواة :

اقترح عالم الفيزياء النرويجي نيلز بوهر عام ١٩١٣م أن الإلكترونات تدور حول النواة في مدارات ثابتة أطلق عليها بمستويات الطاقة، تماماً كما تدور كواكب مجرتنا حول الشمس.

قارن بين نموذج راذرفورد ونموذج بوهر للذرة.



شكل (١٦)

شرود نجر : الإلكترونات لا تدور حول النواة :

تمكن العالم شرودنجر من اثبات عدم وجود مدارات ثابتة للإلكترونات ولكنه اتفق مع بوهر حول وجود مستويات للطاقة، وبدلاً من نموذج بوهر للذرة، اقترح شرودنجر نموذجاً آخر أطلق عليه نموذج السحابة الإلكترونية Electron's Cloud Model

وسيتم تناول نموذجي بوهر وشرودنجر للذرة في الوحدة التي تلي هذه الوحدة.

شكل (١٧) العالم شرودنجر

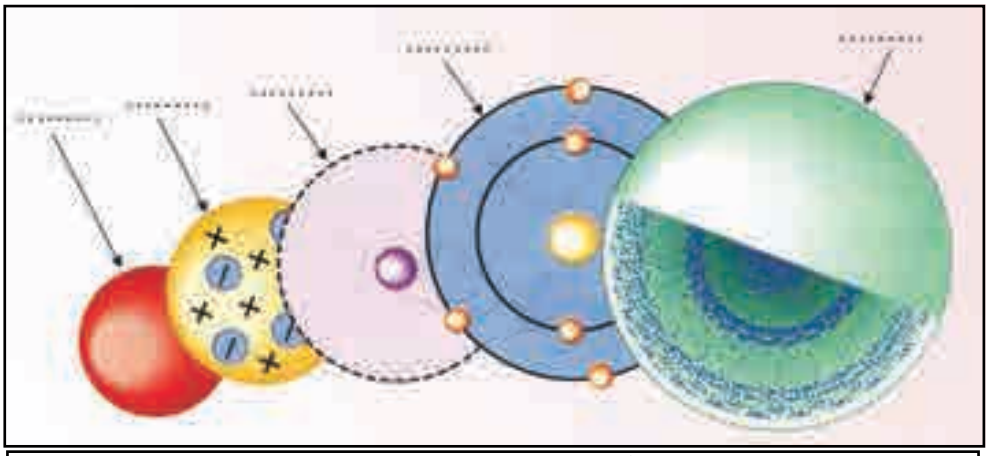
نشاط (٣)

مستعيناً بالشكل (١٨) نفذ ما يأتي :

١ – اكتب اسم العالم الذي اكتشف النموذج على الفراغ الموجود أعلى كل نموذج.

٢ – حدد اسم العالم الذي اكتشف نواة الذرة ، مبيناً الظروف الذي ساعدته في ذلك.

٣ – اشرح إسهامات العالم شرودنجر في تطور النظرية الذرية.



شكل (١٨) تطور نموذج الذرة

٤ – صمم جدولاً يتضمن مقارنة بين النماذج التالية للذرة:

دالتون – تومسون – راذرفورد – بور – شرود نجر.

وذلك من حيث الشكل – المكونات – طبيعة كل من المكونات – توزيع المكونات – موقع المكونات – حركة المكونات داخل الذرة– تاريخ اكتشاف النموذج.

تقويم الوحدة

نتـوقع منك بعـد الانتـهـاء من دراسـة هذه الوحـدة أن تكون قـادراً على الإجـابة عن الأسئلة الآتية:

١ - نشاط علمي:

قم بالتعاون مع زملائك بإعداد مشهد تمثيلي حول « تطور مفهوم الذرة »، يتضمن حواراً بين كل من الشخصيات العلمية التالية:

ديموقراط – أفلاطون – جاليليو – نيوتن وبويل – دالتون – تومسون – راذرفورد – شادويك – بوهر – شرودنجر.

بحيث يمثل كل فرد منكم أحد العلماء.

ملاحظة: يتم عرض النص المكتوب على مدرس المادة لإبداء رأيه حوله.

٢ – ضع علامة (✓) أمام العبارة التي تمثل إجابة صحيحة لكل مما يأتي:

أ – تحوي أشعة الكاثود على جسيمات:

١ . ( ) سالبة الشحنة ٢ . ( ) موجبة الشحنة

٣ . ( ) متعادلة ٤ . ( ) لا تحوي جسيمات

ب– اقترح دالتون في نظريته أن الذرة:

١ . ( ) تحوي جسيمات سالبة ٢ . ( ) تحوي جسيمات موجبة

٣ . ( ) تحوي جسيمات متعادلة ٤ . ( ) لاتحوي أي جسيمات

جـ– أحد هولاء اكتشف النيترون:

١ . ( ) بوهر ٢ . ( ) دالتون

٣ . ( ) شادويك ٤ . ( ) راذرفورد

د – تتكون الذرة طبقاً لنظرية راذرفورد من:

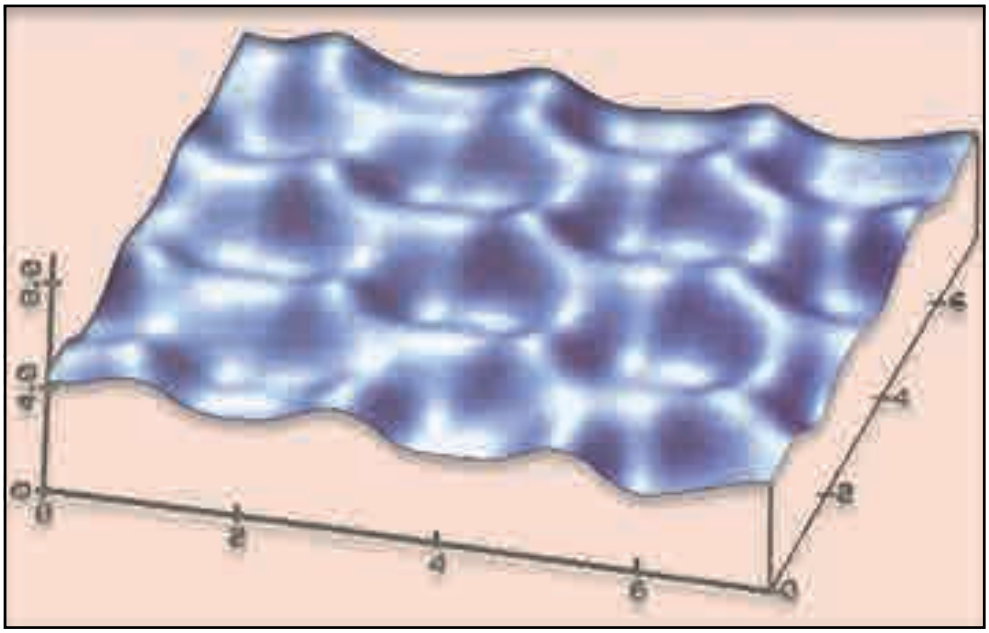
١ . ( ) نوعين من الجسيمات

٢ . ( ) نوع واحد من الجسيمات

٣ . ( ) ثلاثة أنوع من الجسيمات

٤ . ( ) أكثر من ثلاثة أنواع من الجسيمات

الوحدة الثالثة
تركيب الذرة والقانون الدوري



الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – توضح تركيب الذرة طبقاً لنموذج بوهر .
٢ – تفسر تركيب الذرة طبقاً لنموذج شرودنجر .
٣ – تقارن بين كل من نموذج بوهر ونموذج شرودنجر .
٤ – تستنتج قواعد التوزيع الإلكتروني .
٥ – توضح المقصود بالقانون الدوري للعناصر
٦ – تصف كل من المستويات الرئيسة والمستويات الفرعية لأي ذرة .
٧ – تصف قواعد التوزيع الإلكتروني في بيانات تركيب أي ذرة .
٨ – تستنتج القانون الدوري .

ماذا يوجد بداخل الذرة؟ ما هي صفات ومكونات الذرة؟ وما موقع كل من مكونات الذرة؟

الجسيم		موقعه في الذرة	الشحنة	الكتلة نسبة إلى كتلة ذرة الهيدروجين
e	الإلكترون	حول النواة	– ١	$\frac{١}{١٨٤٠}$
p	البروتون	النواة	+ ١	١
n	النيوترون	النواة	صفر	١

جدول (١)

من خلال الجدول (١) قارن بين الإلكترون والبروتون والنيترون من حيث: الشحنة – الكتلة – الموقع .

كيف تتوزع الإلكترونات في الذرة؟

هناك نظريتان رئيسيتان تتعلقان بمواقع الإلكترونات داخل الذرة وبطبيعة حركتها وبطاقة الإلكترونات. أولى النظريتين هي نظرية بوهر الذرية وثانيهما هي نظرية شرودنجر، وفي هذه الوحدة سيتم تناول كلاً من النظريتين مع بيان نقاط الاتفاق ونقاط الخلاف بينهما.

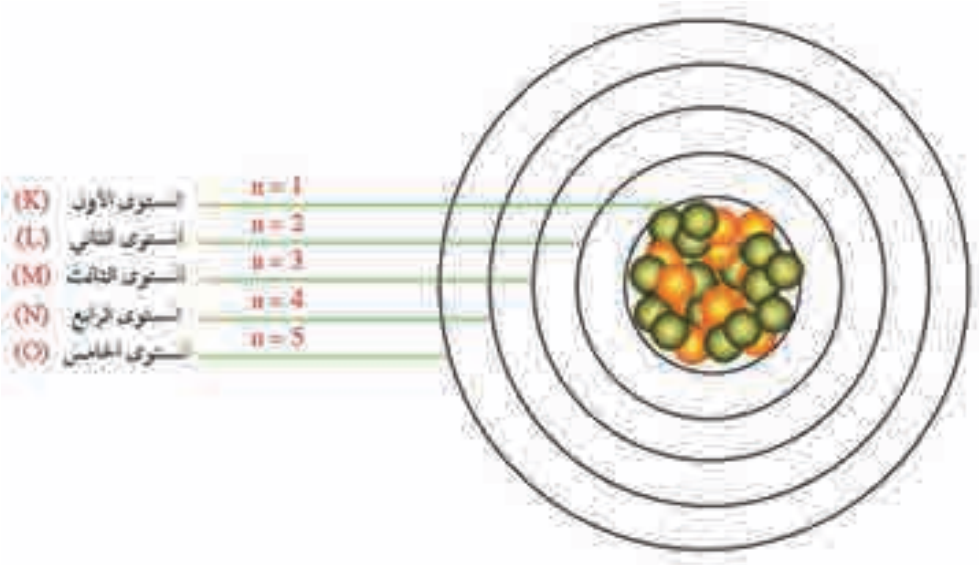
أولاً: نظرية بوهر الذرية:

تشتمل نظرية بوهر على الفروض التالية:

١ – تتوزع الإلكترونات في مدارات مغلقة حول النواة تسمى بمستويات الطاقة يرمز لها بالرموز:

K ← L ← M ← N ← O ← P

حيث المستوى K هو الأقرب للنواة.

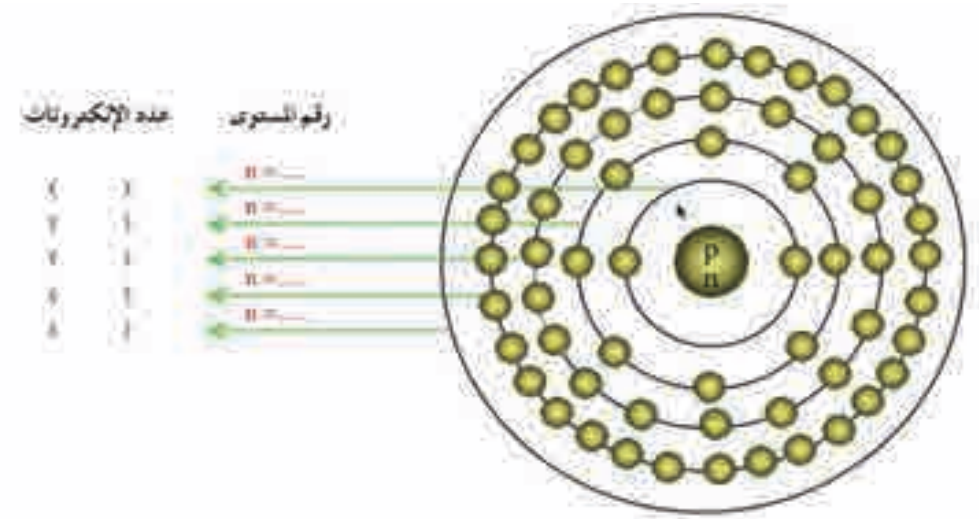


شكل (١)

٢ – لكل مستوى طاقة رقم محدد يعرف بعدد الكم الرئيس (n) بحيث تكون (n=1) لمستوى الطاقة الأول (k) وهو المستوى الأقل طاقة، و (n = 2) لمستوى الطاقة الثاني (L)، و (n = 3) لمستوى الطاقة الثالث، و(n = 4) لمستوى الطاقة الرابع .. هكذا.

– حدد المستوى الأعلى طاقة في الشكل (١) وعدد الكم الرئيس فيه .

– أضف للشكل (٢) مستويين ؛ ثم حدد رمز وقيمة كل منهما.



شكل (٢)

دقق النظر في الشكل (٢) وبين ما يلي :

١ – عدد الإلكترونات التي تملأ مستويات الطاقة الأول وحتى الرابع .

٢ – رقم كل مستوى (دون النتائج في الفراغات المقابلة للنموذج) .

٣ – عدد الإكترونات التي تملأ المستوى الأعلى طاقة .

توجد علاقة بين طاقة المستوى وعدد الإكترونات التي تملأوه، وضح ذلك .

يبين الجدول (٢) أعداد الإكترونات في كل مستوى وطريقة حسابها .

– املأ الفراغات في الجدول باعداد مناسبة .

– اكتب القانون الذي يتم بناءً عليه حساب عدد الإلكترونات في أي مستوى طاقة في الذرة . . . . n =

رقم المستوى	عدد الإلكترونات	طريقة تحديدها
١	٢	٢ × ١ × ١
٢	٨	٢ × ٢ × ٢
٣	٠٠٠٠	٢ × ٣ × ٣
٤	٣٢	... × ٤ × ٤
		... × ... × ...
n		٢ × ... × n

جدول (٢)

٣ – تدور الإلكترونات حول النواة بسرعات محددة وفي مواقع محددة طبقاً للعلاقة :

$$mvr = n \frac{h}{2p}$$

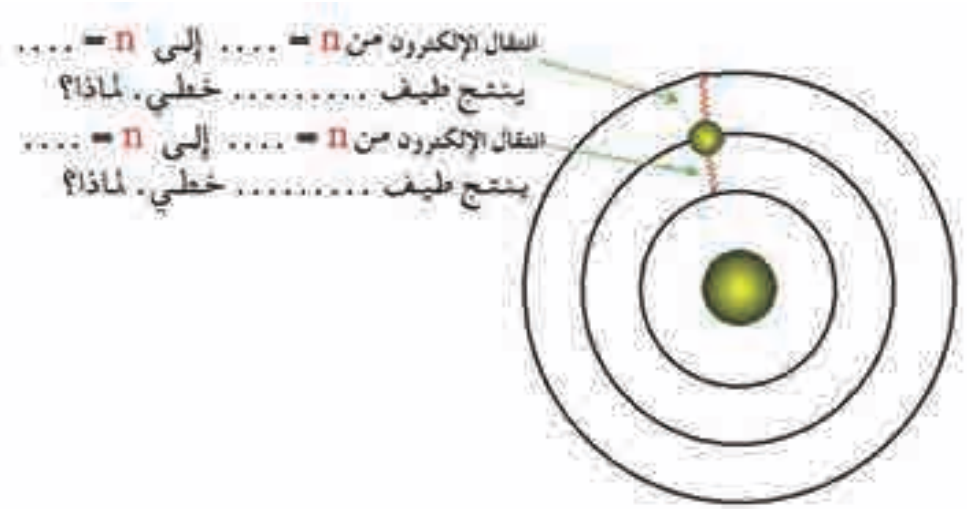
حيث $\frac{h}{2p}$ مقدار ثابت و n هو رقم المستوى و m هي كتلة الإلكترونات و v هي سرعة الإلكترون ، و r هو نصف قطر المدار (مستوى الطاقة) .

وهذا يعني أن الفراغ بين المدارات غير مشغول بإلكترونات طبقاً لنظرية بوهر الذرية .

٤ – الإلكترونات لا تبعث أو تمتص أي طاقة أثناء دورانها حول النواة خلافاً لما افترضه راذرفورد في النظرية الكهرومغناطيسية .

٥ – تبعث الإلكترونات طاقة عند انتقالها من مدار ذي مستوى طاقة أعلى إلى مدار ذي مستوى طاقة أقل وذلك على شكل دفعات تظهر على هيئة طيف خطي (Emission Lines)

إذا انتقلت إلى مدار ذي مستوى طاقة أعلى فإنها تمتص طاقة على شكل وحدات كمية، ويتولد عن ذلك طيف خطي يسمى بطيف الامتصاص (Absorption Lines) .



شكل (٣) نوعي الطيف الخطي

- في أي مستوى يقع الإلكترون في الشكل (٣)؟
- ماذا يحدث لو أن الإلكترون فقد جزءاً من طاقته؟
- ماذا يحدث للإلكترون إذا اكتسب طاقة؟

التركيب الإلكتروني لبعض العناصر طبقاً لنظرية بوهر :

لقد تعرفت في الصف الثامن أساسي على أن لكل عنصر كيميائي عددان هامان يميزان ذراته عن ذرات العناصر الأخرى وهما العدد الذري والعدد الكتلي وعرفت أن :

العدد الذري = عدد الإلكترونات أو عدد البروتونات .

العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات .

عدد النيوترونات = العدد الكتلي – عدد البروتونات .

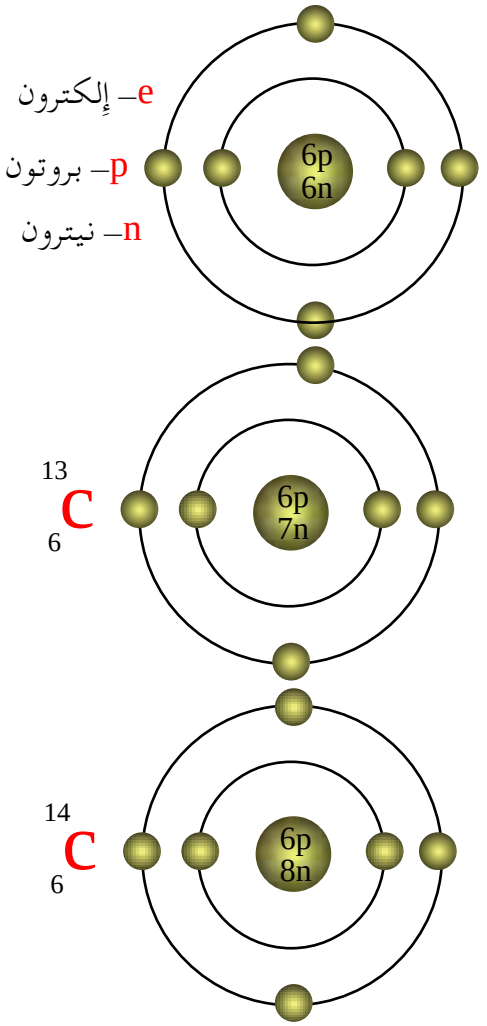
كما عرفت أن أي عنصر كيميائي يرمز له برمز يدل عليه ويعبر عنه ويظهر عليه كل من العدد الذري والعدد الكتلي .

فمثلاً الكربون (١٢) يكتب رمزه كما يأتي :

$$^{12}_{6}C$$

ذرة كربون

- ما عدد النيترونات في ذرة الكربون (١٢)
- وطبقاً لنظرية بوهر فإن إلكترونات ذرة الكربون (١٢) توزع على مستوياتها كما يأتي :



شكل (٤)

- كم عدد المستويات المشغولة بإلكترونات في ذرة الكربون $^{12}_{6}C$ ؟
- ما المستوى المشبع بالإلكترونات؟
- ما العلاقة بين عدد الإلكترونات وعدد البروتونات وعدد النيترونات في $^{12}_{6}C$ ؟
- حدد العلاقة بين العدد الكتلي والعدد الذري في $^{12}_{6}C$ ؟
- يوجد نظيران آخران لعنصر الكربون أحدهما يرمز له بالرمز $^{13}_{6}C$ والآخر عدده الذري ٦ وعدده الكتلي ١٤ فما رمزه؟

قارن بين النظائر الثلاثة للكربون $^{12}_{6}C$ - $^{13}_{6}C$ - $^{14}_{6}C$ ودون النتائج في جدول كالآتي :

رمز النظير	عدده الذري	عدده الكتلي	عدد الإلكترونات	عدد البروتونات	عدد النيترونات
$^{12}_{6}C$	6	12	6	6	6
$^{13}_{6}C$	6	13	.....	.....	7
$^{14}_{6}C$	.....	14	6	6	.....

جدول (٣)

- بين أوجه الشبه بين النظائر الثلاثة.
- بين أوجه الخلاف بين النظائر الثلاثة.

إذاً ماهي النظائر؟

النظرية الميكانيكية الموجية للذرة :

لقد فشلت النظرية الذرية لبوهر في تفسير أطياف الذرات التي تحوي أكثر من إلكترون ونجحت فقط في تفسير أطياف ذرات العناصر الأحادية الذرة مثل ذرة الهيدروجين. ولهذا فقد بذل العلماء جهوداً كبيرة للتوصل إلى نموذج للذرة يمكن بواسطته تفسير الأطياف المميزة للعناصر التي تحوي ذراتها على إلكترون أو أكثر، إضافة إلى قدرة ذلك النموذج على تفسير الكثير من الظواهر الكيميائية والفيزيائية.

ونتيجة لتلك الجهود العظيمة فقد تمكن كل من شرودنجر، وبوهر، وهايزنبرج، وديراك، وآخرون من التوصل إلى النظرية الحديثة للذرة والتي تعرف باسم: «النظرية الميكانيكية الموجية للذرة»

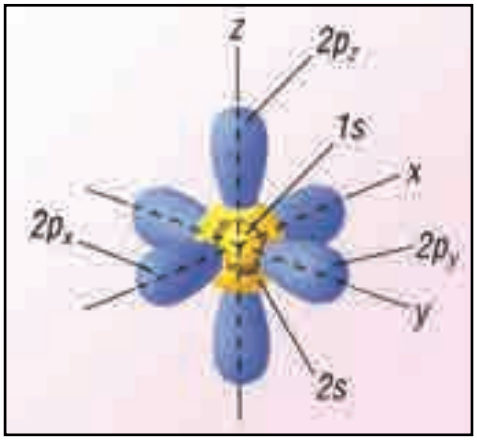
The Mechanical Wave Theory of the Atom

وتعرف هذه النظرية أيضاً باسم:

«نظرية الأفلاك الذرية» The Atomic Orbitals Theory

بينما تسمى نظرية بوهر بنظرية المسارات الذرية الدائرية.

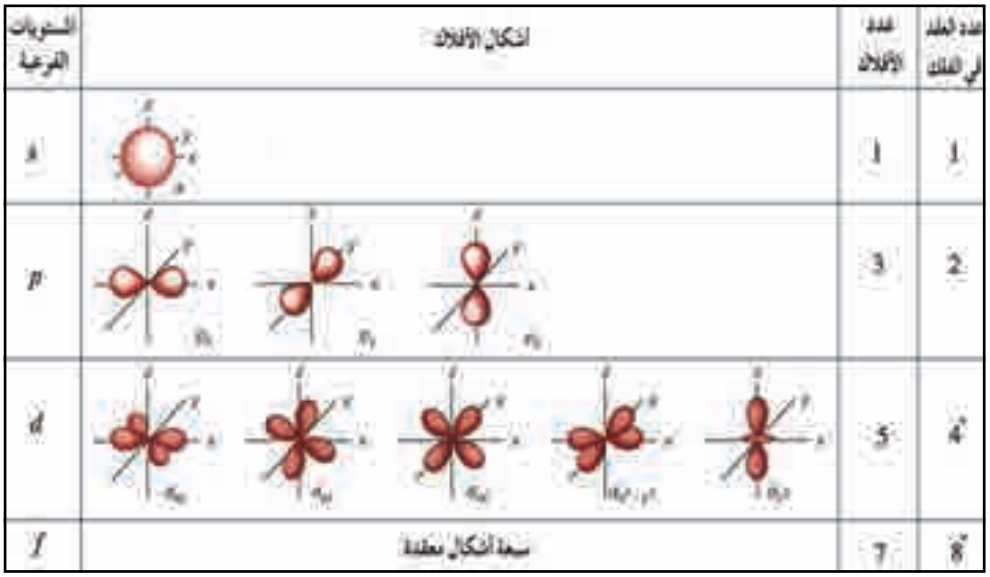
شكل (٥) نموذج المسارات الذرية الدائرية



شكل (٦) نموذج الأفلاك الذرية

فروض النظرية الميكانيكية الموجية للذرة :

١ – تتحرك الإلكترونات في فراغات هندسية منتشرة حول النواه تسمى أفلاك . (Orbitals)



شكل (٧) الأفلاك الذرية d, p, s

٢ – لكل فلك طاقة محددة وحجم وشكل تميزه عن غيره، حيث يتم تحديد تلك الخصائص عن طريق أعداد الكم التالية :

أولاً : عدد الكم الرئيس (n) :

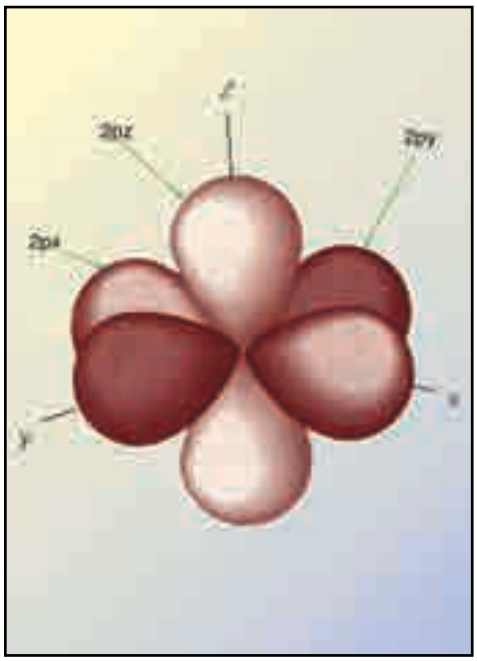
ويدل على مستوى الطاقة الذي ينتمي اليه الفلك، كما يشير إلى حجم الفلك . ويرمز لهذا العدد بالرمز (n)، حيث (n) عدد صحيح لا يساوي الصفر، وبذلك فإن :

n = ١ تدل على أن الفلك ينتمي لمستوى الطاقة الأول .

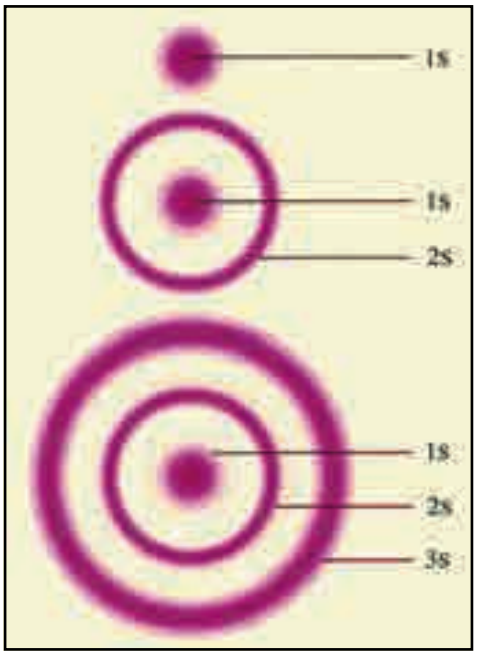
n = ٢ تدل على أن الفلك ينتمي لمستوى الطاقة الثاني .

n = ٣ تدل على أن الفلك ينتمي لمستوى الطاقة الثالث . . . . و هكذا .

وكلما زادت قيمة (n) كلما زادت طاقة المستوى الذي يشغله الفلك وبالتالي يزداد حجمه .



شكل (٨)



شكل (٩)

- رتب الأفلاك 1S , 2S , 3S, 2P تصاعدياً من حيث طاقة المستوى الذي تشغله .
- رتب الأفلاك 1S , 2S , 3S تنازلياً من حيث الحجم .

ثانياً : عدد الكم الثانوي (ℓ)

يحدد عدد مستويات الطاقة الفرعية الذي يحويها مستوى الطاقة الرئيس، كما أنه يحدد الشكل العام للفلك، ويرمز لهذا العدد بالرمز (ℓ)، ويأخذ القيم من صفر إلى (n-1) .

n	1	2		3			4			
ℓ	0	1	0	2	1	0	3	2	1	0
نوع المستوى الفرعي	1s	2p	2s	3d	3p	3s	4f	4d	4p	4s
عدد المستويات الفرعية	1	2		.....			.....			

جدول (٤)

اكمل الفراغات الباقية في الجدول (٤) :

- ما العلاقة بين عدد المستويات الفرعية ورقم المستوى الرئيس؟
- حدد المستوى الفرعي عندما تكون قيمة $\ell = ٠$ ، $\ell = ١$ ، $\ell = ٢$ ، $\ell = ٣$

ثالثاً : رقم الكم المغناطيسي : (m_ℓ)

ويدل على عدد الأفلاك الموجودة في كل مستوى فرعي .

n	1	2			3				4				
ℓ	0	0	1	0	2	1	0	3	2	1	0		
نوع المستوى الفرعي	s	s	p	s	d	p	s	f	d	....	s		
$m\ell$	0	0	+1 0 -1	0	+2 +1 0 -1 -2	+1 0 -1	0	+3 +2 +1 0 -1 -2 -3	+2 +1 0 -1 -2	+1 0 -1	0		
اتجاه الفلك	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ ↑ ↑	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	↑ ↑ ↑	↑↓		
عدد الأفلاك	1	1	3	1	5	....	....	7	....	3	1		

جدول (٥)

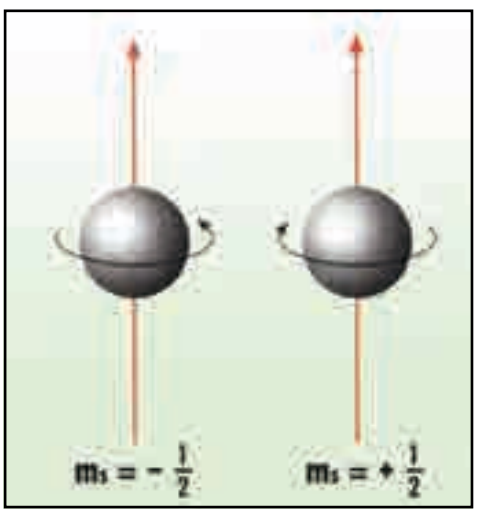
- اكمل البيانات الناقصة في الجدول (٥) :
- أوجد العلاقة بين عدد الكم الثانوي ℓ وعدد الأفلاك التي توجد في المستوى الفرعي .

رابعاً : عدد الكم المغزلي (m_s):

ويشير إلى اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه، وله قيمتان فقط هما :

$m_s = +\frac{1}{2}$ عندما يكون اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه في اتجاه عقارب الساعة .

$m_s = -\frac{1}{2}$ عندما يكون اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه عكس اتجاه عقارب الساعة .

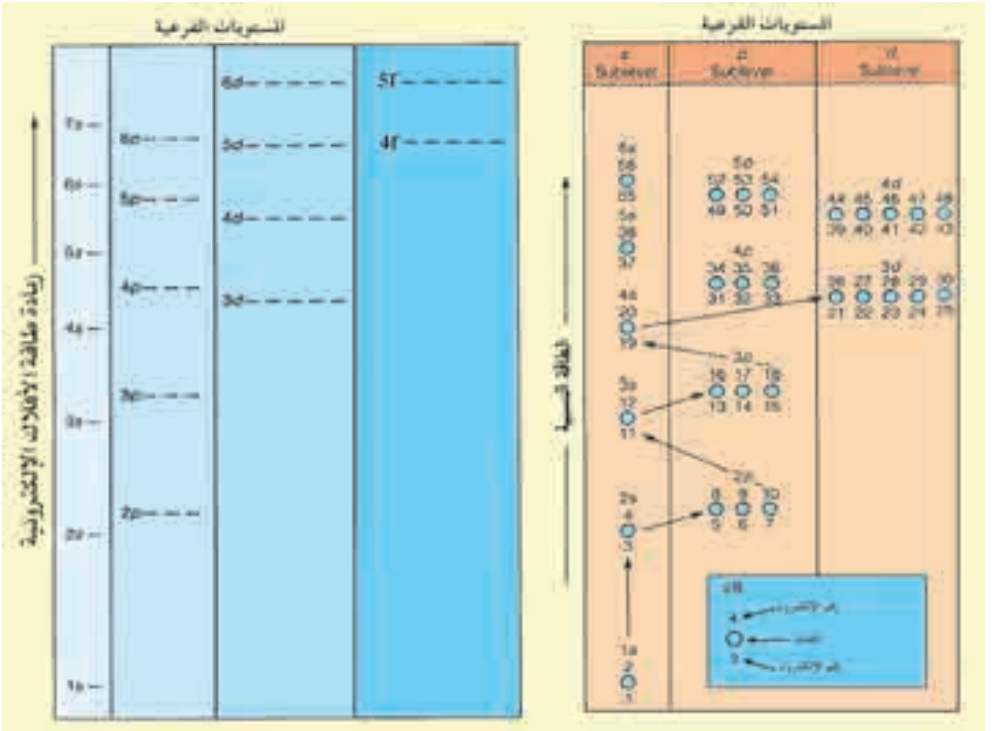


شكل (١٠)

توزيع الإلكترونات في الذرة :

بناءً على النظرية الميكانيكية الموجية فإن الإلكترونات تتوزع على أفلاك، ويحكم ذلك التوزيع القواعد والمبادئ الآتية :

أ – مبدأ الثبات : Stability Principle



شكل (١١) مبدأ البناء التدريجي

– حدد الفلك الذي يتم ملؤه أولاً من خلال الشكل (١١) .

– حدد الفلك الذي يشغل المستوى الأقل طاقة .

– ماذا تستنتج؟ ما نص هذا المبدأ؟

ب– مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli Exclusion Principle

	m_s	m_l	l	n	أعداد الكم / رقم الإلكترون
2s ↑	$\frac{1}{2}$ +	0	0	2	الثالث
1s ↑↓	$\frac{1}{2}$ -	0	0	1	الثاني
	$\frac{1}{2}$ +	0	0	1	الأول

جدول (٦) توزيع إلكترونات ذرة الليثيوم وأعداد الكم الأربعة لها

مستعيناً بالجدول (٦) نفذ مايلي :

١ – قارن بين الإلكترونين الأول والثاني من حيث أعداد الكم الأربعة n , ℓ , m_ℓ , m_s:

٢ – قارن بين الإلكترونين الأول والثالث من حيث n , ℓ , m_ℓ , m_s:

٣ – دون ملاحظاتك في كل من المقارنتين.

٤ – اختر إلكترونين في الذرة ^{3}Li وقارن بينهما من حيث أعداد الكم الأربعة n - ℓ - m_ℓ - m_s .

– ماذا لاحظت؟ وماذا تستنتج؟

– اكتب نص قاعدة باولي للاستبعاد.

نشاط (١)

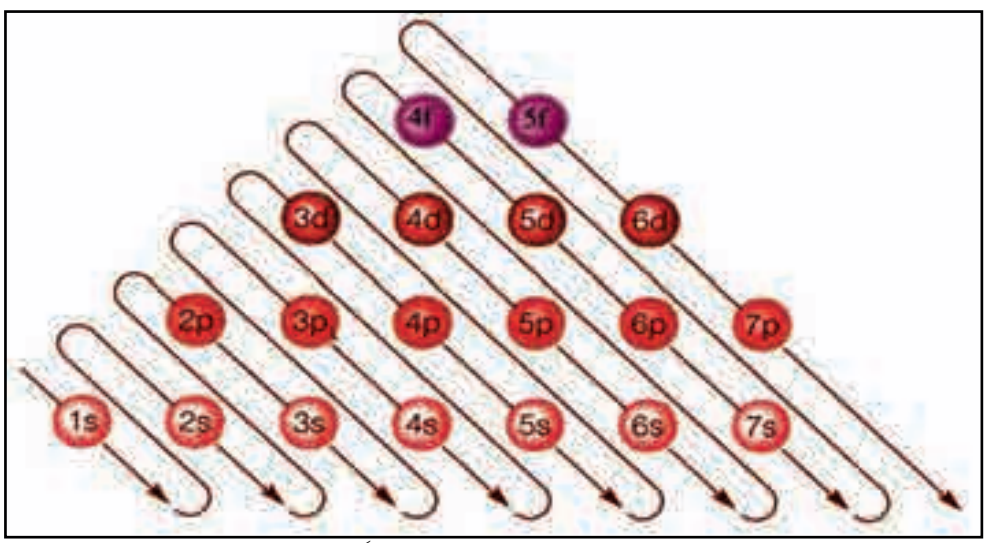
– في جدول من تصميمك حدد أعداد الكم الأربعة لإلكترونات ذرة البورون الخمسة ^{5}B

– اختر أي إلكترونين في ذرة البورون وقارن بينهما من حيث أعداد الكم الأربعة.

– ماذا تلاحظ؟

– هل يوجد إلكترونين آخرين لهما نفس أعداد الكم الأربعة؟ دون استنتاجاتك.

مبدأ البناء التدريجي Aufbau Princple :



شكل (١٢) : التوزيع الإلكتروني للذرات تبعاً لقاعدة كتشكوسكي

شكل (١٣) : التوزيع الإلكتروني العام (شكل آخر)

يوجد نوع من الشذوذ عن القواعد السابقة في التوزيع . حدده من خلال الشكلين (١١) و (١٢) .

أمثلـــة :

١ – التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم ^{11}Na :

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

٢ – التوزيع الإلكتروني لذرة السكانديوم ^{21}Sc :

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

قاعدة هوند : Hund's Rule

نشاط (٢)

من خلال الجدول (٧) نفذ ما يأتي :

– أوجد عدد الإلكترونات في كل ذرة .

– ما عدد الإلكترونات في كل من المستويات 1s , 2s , 2p في كل ذرة .

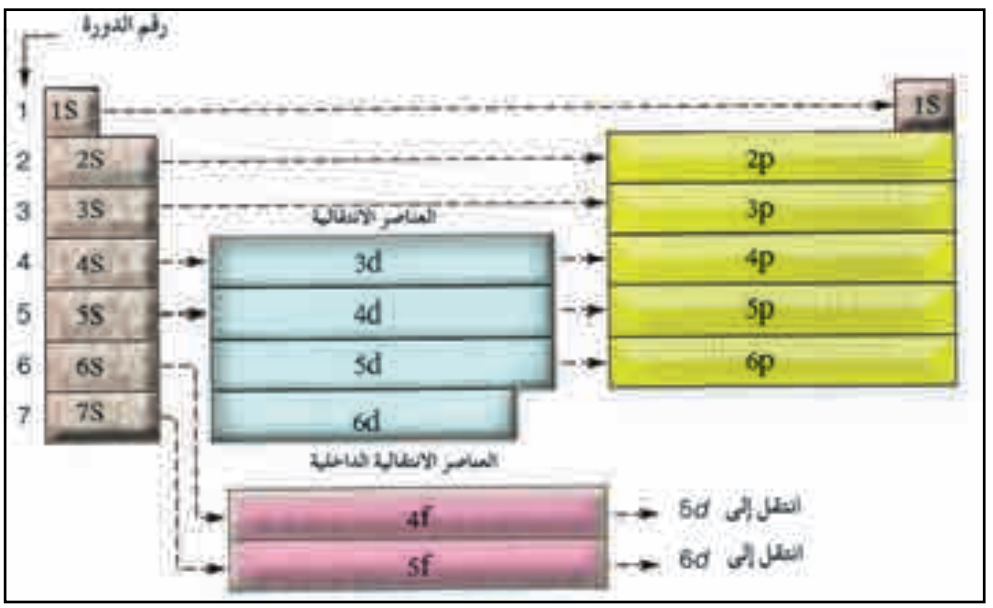
– اكتشف طريقة تواجد الإلكترونات في كل فلك من أفلاك 2p في كل ذرة .

– استنبط نص قاعدة هوند .

n	الأكسجين $_8O$	النيتروجين $_7N$	الكربون $_6C$	العنصر
2	2p: ↿⇂ ↑ ↑ ، 2s: ↿⇂	2p: ↑ ↑ ↑ ، 2s: ↿⇂	2p: ↑ ↑ ، 2s: ↿⇂	التوزيع الإلكتروني
1	1s: ↿⇂	1s: ↿⇂	1s: ↿⇂	

جدول (٧) التوزيع الإلكتروني لذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين

العلاقة بين الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني.



شكل (١٤) ترتيب ملء المستويات الفرعية بالإلكترونات وعلاقة ذلك بالجدول الدوري

- قارن بين قاعدة التوزيع العام للإلكترونات شكل (١٢)، وترتيب ملء المستويات الفرعية بالإلكترونات شكل (١٤).
- ماذا تلاحظ؟
- رتب المستويات الفرعية التالية تصاعدياً من حيث طاقتها

2s - 4d - 4p -3d - 2p - 4s - 3s - 3p - 1s

العنصر ورمزه		العدد الذري	نموذج بوهر	نموذج شرودنجر
هيدروجين	Hydrogen (H)	1	1)e	$1s^1$
هليوم	Helium (He)	2	2)e	$1s^2$
ليثيوم	Lithium (Li)	3	2)e 1)e	$1s^2\ 2s^1$
بريليوم	Beryllium (Be)	4	2)e 2)e	$1s^2\ 2s^2$
بورون	Boron (B)	5	2)e 3)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
كربون	Carbon (C)	6	2)e 4)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ (or $2p_x^1\ 2p_y^1$)
نيتروجين	Nitrogen (N)	7	2)e 5)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ (or $2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$)
أكسجين	Oxygen (O)	8	2)e 6)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ (or $2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$)
فلور	Fluorine (F)	9	2)e 7)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
نيون	Neon (Ne)	10	2)e 8)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
صوديوم	Sodium (Na)	11	2)e 8)e 1)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
ماغنيسيوم	Magnesium (Mg)	12	2)e 8)e 2)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
ألومنيوم	Aluminum (Al)	13	2)e 8)e 3)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
سليكون	Silicon (Si)	14	2)e 8)e 4)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ (or $3p_x^1\ 3p_y^1$)
فوسفور	Phosphorus (P)	15	2)e 8)e 5)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ (or $3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1$)
كبريت	Sulfur (S)	16	2)e 8)e 6)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (or $3p_x^2\ 3p_y^1\ 3p_z^1$)
كلور	Chlorine (Cl)	17	2)e 8)e 7)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
أرجون	Argon (Ar)	18	2)e 8)e 8)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
بوتاسيوم	Potassium (K)	19	2)e 8)e 8)e 1)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
كالسيوم	Calcium (Ca)	20	2)e 8)e 8)e 2)e	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

جدول (٨) مقارنة التوزيع الإلكتروني لكل من بوهر وشرودنجر

تقويم الوحدة

نتـوقع منك بعـد الانتـهـاء من دراسـة هذه الوحـدة أن تكون قـادراً على الإجـابة عن الأسئلة الآتية :

١ – أي مما يلي يتفق مع نظرية بوهر الذرية؟

أ – تتحرك الإلكترونات حول نواة الذرة في أفلاك مختلفة الطاقة والحجم .

ب– تتحرك الإلكترونات حول النواة في مسارات دائرية متفاوتة في طاقتها .

جـ– تتحرك الإلكترونات حول النواة في مسارات دائرية متساوية في طاقتها .

د – تتحرك الإلكترونات حول النواة في افلاك متكافئة في الحجم والشكل والطاقة .

٢ – أي مماياتي ينطبق على مبدأ الثبات؟

أ – يتم أولاً ملء المستويات الأقل طاقة في الذرة بالإلكترونات .

ب– تتوزع الإلكترونات على الأفلاك المتشابهة في الطاقة بصورة منفردة أولاً .

جـ– لايوجد إلكترونات في نفس الذرة لهما نفس أعداد الكم الأربعة .

د – دوران أي إلكترونين يشغلان نفس الفلك حول نفسهما في اتجاهين متضاديين .

٣ – اختر التوزيع الإلكتروني الصحيح مما يأتي :

أ – $4s \rightarrow 4p \rightarrow 4d \rightarrow 4d \rightarrow 5s$

ب– $3d \rightarrow 4s \rightarrow 4p \rightarrow 4d \rightarrow 5s$

جـ– $4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d$

د– $4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 4d \rightarrow 5s$

٤– العنصر الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $3d^5$ هو :

أ – Fe ب– Cl جـ- Mn د - K

٥– المجموعة التي تكون نهاية التوزيع الإلكتروني لها nP^2 هي

أ – المجموعة (IIA) ب– المجموعة (IIIA)

جـ– المجموعة (IIB) د – المجموعة (IVA)

٦– تسمى العناصر الذي ينتهي التوزيع الإلكتروني لها بالفلك d بـ:

أ – الاقلاء ب– الهالوجينات

جـ – الفلزات الانتقالية د– الانتقالية الداخلية .

٧- يتميز العنصر الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $4p^6$ بأنه :

أ - يكتسب إلكترونات بسهولة.

ب- يفقد إلكترونات بسهولة.

جـ- يفقد أو يكتسب إلكترونات بسهولة .

د- من الصعب أن يفقد أو يكتسب إلكترونات.

٨- العنصر (س) ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $4\ S^1$ ، والعنصر (ص) ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $4S^2$ ، لذا فيمكن القول أن :

أ - العنصر (س) يقع في الدورة الثالثة والعنصر (ص) في الدورة الرابعة

ب- العنصران س، ص يقعان في الدورة الثالثة وس قبل ص.

جـ- العنصران س، ص يقعان في الدورة الرابعة و(ص) يسبق (س).

د - العنصران س، ص يقعان في الدورة الرابعة و(س) يسبق (ص).

٩- اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية، ثم حدد الدورة والمجموعة الذي ينتهي إليها كل عنصر في الجدول الدوري الحديث، وسجل النتائج في جدول.

الهيدروجين - البريليوم - البورون - الألومنيوم - الأرجون

١٠- عدد المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرابع يساوي :

أ - ٢ ب- ٣ جـ- ٤ د - أكثر من ٤

١١- يحتوي مستوى الطاقة الثالث لأي ذرة على المستويات الفرعية التالية :

أ - P , S ب- S جـ- f , d , P , S د- d , P ,S

١٢- أي من التالي يمثل تدرج قيم عدد الكم المغناطيسي m_ℓ للمستوى الفرعي f :

أ- (-٣ ، ٧) ب- (-٣ ، ٥) جـ- (-٢ ، ٧) د- (-٣ ، ٣)

١٣- أي مستوى فرعي يكون عدد الأفلاك فيه مساوياً لـ:

أ- $2\ell + 1$ ب- 2ℓ جـ- $2\ell - 1$ د- $2\ell^2$

١٤- حدد عدد ونوع قيم m_ℓ لكل من المستويات الفرعية الآتية :

أ- d ب- S جـ- f

ثم وضح علاقة تلك القيم بقيمة عدد الكم الثانوي (ℓ)

دون النتائج في جدول من تصميمك.

الوحدة الرابعة

عائلات العناصر وتصنيفها وفقاً لخواصها الدورية

الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – تدرك أهمية تصنيف العناصر.

٢ – توضح جهود العلماء عبر الزمن لتصنيف العناصر والتوصل إلى الجدول الدوري الحديث.

٣ – تصف عائلات العناصر في صفوف الجدول الدوري الحديث وفي أعمدته.

٤ – تستنتج العلاقة بين موقع العنصر في الجدول الدوري ونشاطه الكيميائي.

٥ – تكتشف دورية التوزيع الإلكتروني للعناصر في الجدول الدوري.

٦ – تحدد موقع العنصر في الجدول الدوري من خلال توزيعه الإلكتروني.

٧ – تستنتج بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر في الجدول الدوري.

٨ – تقارن بين خواص الفلزات واللافلزات وعلاقة ذلك بموقعها في الجدول الدوري.

عرفت في الوحدة الأولى أن من أهداف العلم هو البحث عن الاتساق والانتظام في الظواهر التي نشاهدها من حولنا. ومنذ ١٤٠ عاماً كان العلماء قد توصلوا إلى اكتشاف مايقارب من ستين عنصراً. وكانت خواص هذه العناصر الفزيائية والكيميائية تسجل وترصد بدقة تامة مما أدى إلى تراكم هذه البيانات وظهور أوجه التشابه والاختلاف في خواص هذه العناصر؛ ولذلك ظهرت بعض المحاولات لترتيب وتنظيم هذه العناصر في جداول تشمل على عدد من العناصر التي تشترك في بعض الخواص وذلك لتسهيل دراستها كمجموعة واحدة بدلاً عن دراستها بشكل منفصل. ولتتضح لك فكرة تصنيف وترتيب هذه العناصر عليك القيام بالنشاط الآتي:

نشاط (١)

كلفت أنت ومجموعة من زملائك بالإعداد لمعرض علمي تقيمه المدرسة ويشمل على عرض عينات من أهم العناصر التي تم اكتشفها منذ القدم وحتى الآن. ومن خلال البحث عن هذه العناصر تمكنت من تجميع عدد من العناصر والموضحة في الجدول (١) والذي يحوي على بعض البيانات والمعلومات كأساس يمكن بواسطتها ترتيب هذه العناصر في صالة المعرض بحيث يسهل تعريف الزائرين بها.

- استعن بزملائك في إيجاد أفضل الطرق التي يمكن على أساسها تصنيف وترتيب هذه العناصر.
- صمم لكل طريقة جدولاً خاصاً بها وموضحاً فيه الأساس الذي تم اعتماده لترتيب تلك المعادن.
- اكتب تقريراً توضح فيه مزايا وعيوب كل تصنيف من هذه التصنيفات.

اسم العنصر	رمزه	عدده الذري	كتلته الذرية	تاريخ اكتشافه	الخواص الفلزية واللافلزية	حالة العنصر
كبريت	S	16	32.064	قديم جداً	لا فلز	صلب
كالسيوم	Ca	20	40.078	1808م	فلز	صلب
حديد	Fe	26	55.847	قديم جداً	فلز	صلب
نحاس	Cu	29	63.546	قديم جداً	فلز	صلب
فلور	F	9	18.998	1886م	لا فلز	غاز
يود	I	53	126.904	1811م	لا فلز	صلب
زئبق	Hg	80	200.59	قديم جداً	فلز	سائل
بروم	Br	35	79.904	1826م	لا فلز	سائل
ذهب	Au	79	196.967	قديم جداً	فلز	صلب
فضة	Ag	47	107.868	قديم جداً	فلز	صلب
مغنيسيوم	Mg	12	24.305	1808م	فلز	صلب
خارصين	Zn	30	65.390	1530م	فلز	صلب
صوديوم	Na	11	22.989	1807م	فلز	صلب
ألومنيوم	Al	13	26.982	1827م	فلز	صلب
كربون	C	6	12.011	قديم جداً	لا فلز	صلب
أكسجين	O	8	15.99	1774م	لا فلز	غاز
نيتروجين	N	7	14.004	1772م	لا فلز	غاز
كلور	Cl	17	35.453	1774م	لا فلز	غاز
سيلكون	Si	14	28.086	1824م	شبه فلز	صلب
ليثيوم	Li	3	6.939	1817م	فلز	صلب
بورون	B	5	10.811	1808م	شبه فلز	صلب
بريليوم	Be	4	9.012	1798م	فلز	صلب
قصدير	Sn	50	118.690	قديم جداً	فلز	صلب
جاليوم	Ga	31	69.723	1875م	فلز	سائل
جرمانيوم	Ge	32	72.590	1886م	شبه فلز	صلب
سكانديوم	Sc	21	44.956	1879م	فلز	صلب
بوتاسيوم	K	19	39.983	1807م	فلز	صلب

جدول (١)

العالم برزيليوس يصنف العناصر إلى فلزات ولافلزات :

يعد برزيليوس أول من صنف العناصر إلى فلزات ولافلرات إلا أن هذه المحاولة فشلت عند ظهور بعض العناصر التي تحمل صفات الفلرات واللافلزات وهي ما تسمى بأشباه الفلزات أو العناصر المترددة. كما أنه اتضح أن هذا التصنيف قليل الفائدة، حيث أنه لا توجد حدود فاصلة بين الفلزات واللافلزات، حيث لوحظ أن بعض الفلزات لها خواص لا فلزية، وكذلك هناك عناصر لا فلزية لها خواص فلزية؛ ولذلك ظهرت الحاجة لابتكار تصنيف جديد يساعد على دراسة هذه العناصر.

العالم دوبرينر يكتشف قاعدة الثلاثينات :

توصل العالم الألماني دوبرينر (Doebereiner) في عام ١٨١٧م أن بعض العناصر تتشابه في خواصها الفيزيائية والكيميائية. وقام بوضع قاعدة أمكن بواسطتها تقسيم العناصر إلى مجموعات كل مجموعة تتألف من ثلاث عناصر متشابهة في الخواص الفيزيائية والكيميائية وسميت (ثلاثيات دوبرينر). وتعد محاولة دوبرينر أول محاولة تربط بين خواص العناصر وتزايد كتلتها الذرية. حيث لاحظ أن الكتل الذرية للعناصر الموجودة في الثلاثيات إما تكون متساوية تقريباً كالثلاثية التي تجمع الحديد والكوبلت والنيكل والموضحة في الجدول المقابل.

كما لاحظ دوبرينر أن الكتلة الذرية للعنصر الأوسط تساوي تقريباً المتوسط الحسابي للكتل الذرية للعنصرين

العنصر	رمزه	كتلته الذرية
الحديد	Fe	55.8
الكوبلت	Co	58.9
النيكل	Ni	58.7

جدول (٢)

العنصر	رمزه	كتلته الذرية
الكلور	Cl	35.5
البروم	Br	80
اليود	I	126.9

جدول (٣)

العنصر	رمزه	كتلته الذرية
الليثيوم	Li	6.9
الصوديوم	Na	.....
البوتاسيوم	K	39.1

جدول (٤)

الآخرين، وللتأكد من هذه الملاحظة قم بحساب الكتلة الذرية للعنصر الأوسط في الثلاثيات الموضحة في الجدول (٣) باستخدام العلاقة الآتية :

$$\text{كتلة العنصر الأوسط (البروم)} = \frac{\text{كتلة الكلور} + \text{كتلة اليود}}{2}$$

$$= \frac{126.9 + 35.5}{2}$$

$$= 81.2$$

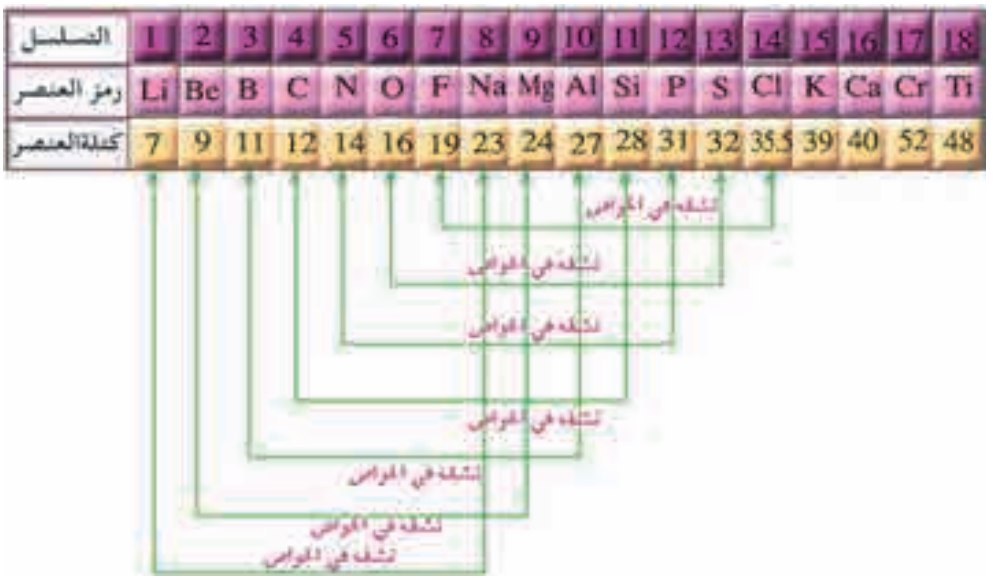
استخدم العلاقة السابقة لحساب كتلة الصوديوم في الثلاثية الموضحة في الجدول (٤)، قارن النتيجة التي حصلت عليها بالقيمة المحسوبة لكتلة الصوديوم الموضحة في الجدول (١) . ماذا تلاحظ؟

اكتشاف دورية الخواص الفيزيائية والكيميائية

ثمانيات نيولاندز تكشف أن خواص العناصر تتكرر بشكل دوري :

كانت محاولة العالم الإنجليزي جون نيولاندز (Newlands) عام ١٨٦٤م من أهم المحاولات التي سبقت ظهور التصنيف الدوري الحديث للعناصر. حيث لاحظ نيولاندز أنه عند ترتيب العناصر تبعاً لتزايد كتلتها الذرية فإننا نحصل على نظام تتكر ر فيه الخواص بشكل دوري بعد كل سبعة عناصر وهذه الحالة تشبه قانون الثمانيات في السلم الموسيقي والذي يظهر فيه أن لكل نغمة رمزاً خاصاً بها بحيث يتكرر ويتضاعف تردده بعد كل سبع نغمات، وقياساً على ذلك سمي نيولاندز محاولته في تقسيم العناصر بقانون الثمانيات (Law of Octaves)، أو ما أطلق عليه بعد ذلك بثمانيات نيولاندز .

ويوضح الشكل (١) جزءاً من ترتيب العناصر وفقاً لنظام نيولاندز على نحو معدل .



شكل (١)

- يلاحظ من الشكل (١) أن نيولاندز رتَّب العناصر ابتداءً من الليثيوم ويليه البريليوم وهكذا حتى نهاية السلسلة.

انظر الشكل (١) ولاحظ ما يحدث للعدد الكتلي عندما يتم الانتقال بالتدريج من العنصر الأول وحتى نهاية السلسلة.

- من خلال الشكل (١) يلاحظ أن النيون وكتلته الذرية ٢٠ والذي يقع ترتيبه بين الفلور (عدده الكتلي = ١٩) والصوديوم (عدده الكتلي = ٢٣) لم يتم إدراجه في نظام نيولاندز، وذلك لأنه من الغازات النبيلة التي لم تكن مكتشفة آنذاك، ولكن نيولاندز لم يتوقع وجود مثل هذه الغازات ولذلك لم يترك لها فراغاً في نظامه.
- كما لاحظ نيولاندز أن العناصر السبعة الأولى تختلف عن بعضها في الخواص الفيزيائية والكيميائية إلا أن الخواص بدأت تتكرر إبتداءً من العنصر الثامن بحيث أن خواص العنصر الأول وهو عنصر الليثيوم تشابه تماماً خواص العنصر الثامن وهو الصوديوم، كما أننا نلاحظ أنه لو بدأنا بالعنصر الذي يليه وهو البريليوم لوجدنا أن خواصه متشابهة أيضاً مع خواص العنصر الثامن الذي يليه وهو الماغنسيوم وهكذا تتكرر هذه الخواص بين كل ثمان عناصر.

عندما نبدأ بعنصر الصوديوم في متسلسلة نيولاندز الموضحة في الشكل (١)، فما هو العنصر التالي في السلسلة والذي يمكن أن يكون له نفس خواص الصوديوم حسب نظام نيولاندز؟

- لم يثبت قانون الثمانيات لفترة طويلة وذلك لاكتشاف عناصر جديدة وظهور بعض التناقضات خاصة في العناصر التي تلي العنصر رقم ١٦ وذلك لعدم دقة الكتل الذرية خاصة للعناصر التي تملك نظائر والتي لم تكن معروفة في ذلك التاريخ. كما أن نيولاندز لم يتمكن من التنبؤ بالعناصر التي لم تكتشف بعد مثل: النيون، والأرجون. ولذلك لم يترك لها فراغات في تصنيفه وعندها ظهرت الحاجة من جديد لتطوير تصنيف شامل يضم كل العناصر ويمكن بواسطته معرفة تدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر.

لوثر مايريكتشف أن الخواص الفيزيائية تتكرر بشكل دوري :

في الفترة الواقعة بين عام ١٨٦٨م إلى ١٨٧٠م قام العالم الألماني لوثر ماير بترتيب العناصر وفقاً لتزايد كتلها الذرية، مما أدى إلى ظهور تشابه دوري في خواصها الفيزيائية وبالتالي قام في شهر ديسمبر عام ١٨٦٩م بإعلان أول تصنيف متطور للعناصر دون أن يكون له علم مسبق بأن مندليف قد سبقه بأشهر قليلة إلى التوصل إلى نفس التصنيف ولكن بتفصيلات أكثر دقة حول العناصر الفيزيائية والكيميائية.

ماندليف يتوصل للقانون الدوري ويتجنب أخطاء من سبقه من العلماء:

لقد كان العالم الروسي ديمتري مندليف معلماً للكيمياء وقد لاحظ أثناء قيامه بتأليف كتاب في الكيمياء لطلبته بأنه عند ترتيب العناصر المعروفة آنذاك وعددها ٦٥ عنصراً ترتيباً تصاعدياً وفقاً لتزايد كتلها الذرية فإن خواصها الفيزيائية والكيميائية تتكرر بشكل دوري منتظم، وقد اتضح لمندليف أن العناصر المتشابهة في الخواص تظهر في الجدول على هيئة أعمدة رأسية سميت بالمجموعات "Groups" كما أن الصفوف الأفقية سميت بالدورات "Periods"، وعلى أثر ذلك قام مندليف بعرض ما توصل إليه على الجمعية الكيميائية الروسية في شهر مارس من عام ١٨٦٩م، ويوضح الشكل (٢) جدول مندليف.

	المجموعة I R_2O RCl	المجموعة II RO RCl_2	المجموعة III R_2O_3 RCl_3	المجموعة IV RO_2 RCl_4	المجموعة V R_2O_5 RH_3	المجموعة VI RO_3 RH_2	المجموعة VII R_2O_7 RH	المجموعة 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	I = 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 (٢) يوضح الجدول الدوري لمندليف

- انظر إلى الجدول السابق ولاحظ عدد المجموعات وعدد الدورات ولاحظ الفراغات التي تركها مندليف والتي تنبأ بأن هناك عناصر جديدة سيتم اكتشافها فيما بعد وسيكون موقعها في تلك الفراغات.

لقد شكل جدول مندليف الأساس الحقيقي للجدول الدوري الحديث الذي نستخدمه حالياً والذي استوعب جميع العناصر المعروفة حالياً بدلاً من التعامل مع مجموعات صغيرة من العناصر غير المترابطة. وقد تميز جدول مندليف بالآتي:

١ – تم التوصل من خلال هذا الجدول إلى القانون الدوري والذي ينص على أنه: «**عند ترتيب العناصر وفقاً لتزايد كتلها الذرية فإن خواصها الفيزيائية والكيميائية تتكرر بشكل دوري**».

٢ – أفاد هذا الجدول في تصحيح الكتل الذرية لبعض العناصر.

٣ – تُركت في الجدول أماكن خالية للعناصر التي لم تكن مكتشفة في في ذلك العصر، وقد تنبأ مندليف بخواص بعضها. ومثال ذلك عنصر الجاليوم (Ga) والذي سماه بشبيه الألمونيوم لأنه يقع تحت عنصر الألمونيوم، وقد تنبأ مندليف بأن كتلته الذرية ستكون ٦٨ واتضح بعد اكتشافه أن كتلته الحقيقية هي

٦٩٫٧٢، كما توقع أيضاً بوجود عنصر آخر سماه بشبيه السيلكون والذي عرف بعد اكتشافه باسم الجرمانيوم (Ge). ويظهر الجدول (٥) مقارنة بين خواص شبيه السيكلون الذي تنبأ به مندليف والخواص الحقيقية لهذا العنصر بعد اكتشافه.

الخاصية	خواص شبيه السليكون (المتوقعة عام ١٨٧١م)	خواص الجرمانيوم (المكتشفة عام ١٨٨٦م)
الكتلة الذرية (وحدة كتل ذرية)	٧٢	٧٢٫٣٢
الكثافة (g/cm^3)	٥٫٥	٥٫٣
التكافؤ	٤	٤
درجة الانصهار	مرتفعة	٩٤٧°م

جدول (٥)

وبالرغم من هذه المميزات إلا أن هناك بعض العيوب التي ظهرت في جدول مندليف ومن أهمها أن مندليف :

١ – أفرد دورة كاملة لغاز الهيدروجين بالرغم من وجود تشابه بينه وبين عناصر المجموعة الأولى والسابعة.

٢ – وضع عنصر الكوبلت قبل النيكل رغم أن كتلته الذرية أعلى من كتلة النيكل وكذلك وضع التيلوريوم(Te) قبل اليود (I)، وهذا يخل بمبدأ الترتيب الدوري للعناصر وفقاً لتزايد كتلها الذرية.

٣ – وضع النحاس مع مجموعة الفلزات القلوية التي لا تتشابه معه في كثير من الخواص.

٤ – لم يترك أمكنة مناسبة للغازات الخاملة والعناصر الأرضية النادرة.

موزلي يصحح تصنيف مندليف ويتوصل إلى الجدول الدوري الحديث :

نتيجة للعيوب التي ظهرت في جدول مندليف أصبحت هناك حاجة إلى تعديل الجدول الدوري. وعندما تم التعرف على مكونات الذرة، توصل العالم موزلي (Mosley) إلى اكتشاف الأعداد الذرية للعناصر التي توضح بدقة خواصها الفيزيائية والكيميائية، وعلى أثر ذلك اقترح موزلي ترتيب العناصر على أساس تزايد أعدادها الذرية بدلاً من تزايد كتلها الذرية وبهذا تم التغلب على الصعوبات التي واجهت جدول مندليف وتم تعديل القانون الدوري بحيث أصبح ينص على أنه « **عند ترتيب**

العناصر تصاعدياً وفقاً لتزايد اعدادها الذرية فإن خواصها الفيزيائية والكيميائية تتكرر بشكل دوري » .

وقد أدخلت تعديلات جديدة على الجدول الدوري بعد اكتشاف التركيب الحديث للذرة والذي يشمل على مستويات الطاقة الرئيسة والفرعية ومن خلال ذلك تم التوصل إلي التوزيع الإلكتروني للعناصر والذي سبق لك دراستها في الوحدات السابقة .

ملامح الجدول الدوري الحديث المستخدم حالياً :

من خلال النظر إلى الجدول الموضح في الشكل (٤) يلاحظ أن كل عنصر في الجدول الدوري يمثَّل بمستطيل صغير يوضع فيه اسم العنصر، ورمزه، وعدده الذري، وكتلته الذرية النسبية، وتوزيعه الإلكتروني، كما هو موضح في الشكل (٣) .

شكل (٣)

انظر الجدول الدوري الحديث شكل (٤)، ستلاحظ أنه يتميز بما يأتي :

١ – الصفوف الأفقية تسمى بالدورات . (كم عدد هذه الدورات؟) .

٢ – الأعمدة الرأسية تسمى بالمجموعات (كم عدد هذه المجموعات؟) .

٣ – توجد أحرف B و A مسبوقة بأرقام لاتينية ترمز لرقم المجموعة وتسمى العناصر التي تقع ضمن المجموعات التي يُرمز لها بالحرف A بالمجموعات الرئيسة (كم عدد هذه المجموعات؟)، كما تسمى العناصر التي تقع ضمن المجموعات التي يُرمز لها بالرمز B بالعناصر الإنتقالية؟ . (كم عدد المجموعات التي يرمز لها بالرمز B وكم أعمدة رأسية تشمل عليها المجموعة الثامنة الانتقالية؟) .

٤ – توجد سلسلتان في مكان منفصل أسفل الجدول الدوري إحداهما تسمى باللانثانيدات والأخرى بالأكتنيدات، وتسمى كلا السلسلتين بالعناصر الانتقالية الداخلية (كم عدد العناصر في كل سلسلة؟) .

شكل (٤) يوضح الجدول الدوري الحديث لترتيب العناصر

استخدامات الجدول الدوري الحديث :

يُعد الجدول الدوري مرجعاً هاماً للكيميائيين وللطلبة الذين يدرسون علم الكيمياء، حيث أنه يزودهم بمعلومات هامة عن أسماء العناصر وموقعها، والكتل الذرية، والأعداد الذرية، وموقع الفلزات واللافلزات، كذلك يمكن استخدام الجدول الدوري لتوضيح الآتي :

١ – إن خواص العناصر تتشابه في كل مجموعة على حدة .

٢ – إن الخواص الدورية للعناصر تتكرر عند الانتقال من دورة معينة إلى التي تليها .

٣ – إن الجدول الدوري يدعم المفاهيم النظرية الحديثة التي تم التوصل إليها خلال القرن الماضي .

عائلات العناصر في مجموعات الجدول الدوري لها خواص متشابهة :

أعد النظر في الجدول (١) ثم دون خواص عنصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم، وهل هي فلزات أم لافلزات؟، استخدم العدد الذري لهذه العناصر لكتابة التوزيع الإلكتروني لكل عنصر منها . ما وجه الشبه الذي تلاحظه بين هذه العناصر من خلال التوزيع الإلكتروني؟ إذا علمت أيضاً أن تكافؤ هذه العناصر هو أحادي، وأنها معادن لها بريق، ودرجة انصهارها وغليانها منخفضة، وهي نشطة كيميائياً، وأنها تتفاعل مع الكلور مكونة كلوريد الفلز وصيغته العامة هي (MCl)، كما أنها تتفاعل مع الأكسجين وتكوِّن أكاسيد وتأخذ الصيغة العامة (M_2O) . والآن انظر إلى الجدول الدوري الحديث الموضح في الشكل (٤) وابحث عن هذه العناصر الثلاثة، وحدود رقم المجموعة التي تنتمي لها هذه العناصر، ستجد أنها تقع ضمن المجموعة الرئيسة الأولى (IA) . إذاً ما تتوقع أن تكون خواص عنصر الروبيديوم (Rb)، وعنصر السيزيوم (Cs)، والفرانسيوم (Fr)، وإذا توصلت إلى أن هذه العناصر يمكن أن يكون تكافؤها أحادي، وأنها معادن لها بريق، ودرجة انصهارها وغليانها منخفضة، وأنها نشطة كيميائياً، وأنها يمكن أن تتفاعل مع الكلور مكِّونة كلوريد الفلز (MCl)، كما أنها تتفاعل مع الأكسجين وتكوِّن أكاسيد (M_2O) فأنت على حق؛ فطالما أن هذه العناصر تقع في المجموعة الأولى فإنها تملك نفس الخواص الفيزيائية والكيميائية إلى حدٍ كبير .

ينبغي الإشارة أن هناك اختلافات بين عناصر المجموعة الواحدة في بعض الخواص وهو ما ستتعرف عليه عند دراستك للكيمياء في المستقبل، إلا أن هذه الاختلافات لا تعني بالضرورة عدم جدوى الجدول الدوري في التعرف على الخواص العامة لعناصر المجموعات. فعناصر المجموعة الواحدة تشبه أفراد العائلة الواحدة التي يتشابه أفرادها في الكثير من المميزات العامة، إلا أن كل فرد في العائلة قد ينفرد ببعض الخواص التي تميزه عن بقية أفراد العائلة.

يمكن وصف مجموعات الجدول الدوري الحديث على النحو الأتي: يتكون الجدول الدوري بشكل عام من ١٨ عموداً رأسياً، وتقسم هذه الأعمدة إلى ستة عشر مجموعة، ثمانية منها يرمز لها بالرمز A وتسمى بالعناصر الرئيسة، وثمان مجموعات يرمز لها بالرمز B وتسمى بالعناصر الانتقالية. وينبغي الإشارة أن بعض المجموعات تنفرد باسم خاص بها، وبعضها قد تسمى باسم أول عنصر فيها ، ويمكن وصف هذه المجموعات وتحديد أهم خواصها العامة على النحو الآتي:

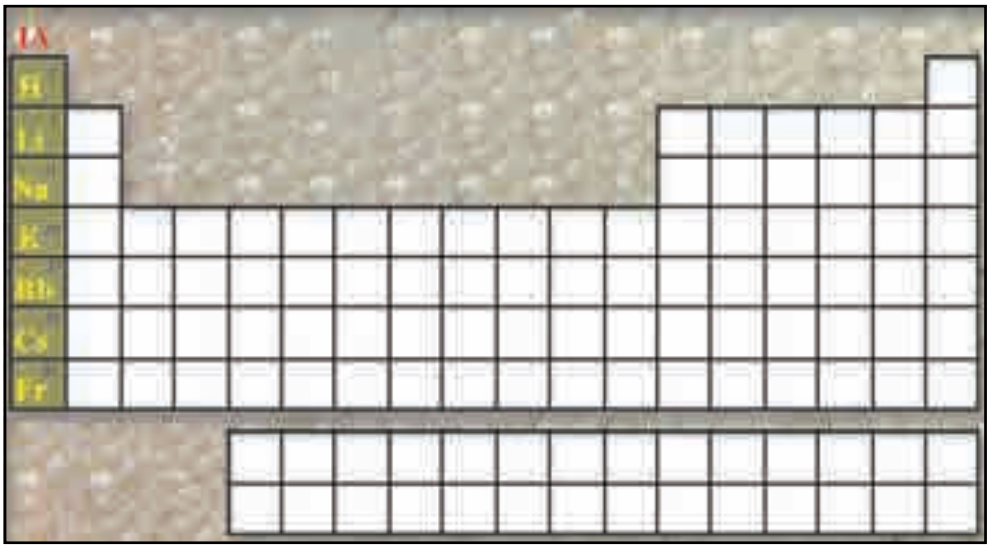
عناصر المجموعة الرئيسة الأولى (IA) (مجموعة الفلزات القلوية):

تقع في يسار الجدول الدوري وتشغل العمود (IA) وتشمل على ستة عناصر هي: (Fr, Cs, Rb, K, Na, Li) وهي مرتبة من أعلى إلى أسفل حسب تزايد عددها الذري. ويلاحظ أن الهيدروجين قد وضع في أعلى المجموعة الأولى لكنه يختلف عنها في بعض الخواص فهو مثلاً غاز، بينما بقية عناصر المجموعة الأولى فلزات، إلا أنه يتفق مع هذه المجموعة في عدد الإلكترونات التي تشغل المستويات الفرعية الأخيرة، حيث أن الهيدروجين يمتلك إلكترون واحد يشغل المستوى الفرعي الأخير ns^1 كما أن عناصر مجموعة القلويات ينتهي التوزيع الإلكتروني لها بدخول إلكترون واحد في المستوى الفرعي الأخير ns^1 .

من الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى (مجموعة القلويات) أن جميعها فلزات صلبة لها بريق معدني (عدا السيزيوم والفرانسيوم فهما سائلان)، كما أنها جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء ودرجات انصهارها وغليانها منخفضة، وهي من أنشط المعادن، وذلك لوجود إلكترون واحد في مدارها الأخير يسهل عليها فقده أثناء التفاعلات الكيميائية مكونة أيوناً أحادياً موجباً على النحو الآتي:

(Fr^+ , Cs^+ , Rb^+ , K^+, Na^+ , Li^+)

جميع عناصر هذه المجموعة تتفاعل بشدة مع الماء مكونة هيدروكسيدات قلوية تذوب في الماء، كما أن أكاسيدها تتفاعل مكونة هيدروكسيدات قلوية، ولذلك يطلق على مجموعة هذه العناصر اسم « فلزات القلويات » .



شكل (٥) يوضح موقع المجموعة الأولى في الجدول الدوري

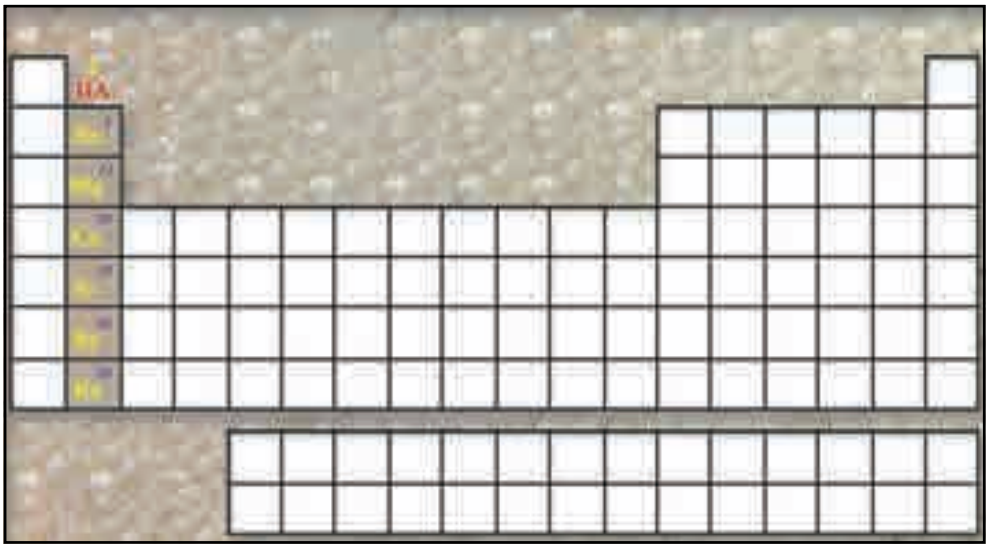
عناصر المجموعة الرئيسة الثانية (IIA) (مجموعة القلويات الأرضية) :

تقع بجانب المجموعة الرئيسة الأولى وتشغل العمود (IIA)، وتشمل على ستة عناصر مرتبة من أعلى إلى أسفل حسب تزايد أعدادها الذرية وهي : (Ra, Ba, Sr, Ca, Mg, Be) ومن الخواص العامة لعناصر المجموعة الرئيسة الثانية (مجموعة القلويات الأرضية) أن جميعها فلزات ولكنها أكثر صلابة من فلزات المجموعة الأولى، وتتميز أيضاً بأن لها بريق معدني . وهي جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء ودرجات انصهارها وغليانها أعلى من فلزات المجموعة الأولى، وهي أقل نشاطاً من فلزات المجموعة الرئيسة الأولى، وذلك لأن ذرات هذه العناصر تملك إلكترونين في مدارها الأخير (nS^2) مما يسهل عليها فقدهما أثناء التفاعلات الكيميائية مكوِّنة أيوناً ثنائياً موجباً على النحو الآتي :

(Ra^{2+}, Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Be^{2+})

ويمكن أن تتفاعل مع الكلور مكوِّنة كلوريد الفلز (MCl_2)، كما أنها تتفاعل مع الأكسجين وتكون أكاسيد الفلز (MO) ولكن بعض هذه الأكاسيد تتفاعل مع الماء

مكونة هيدروكسيدات قلوية. وبما أن هذه العناصر وأكاسيدها صلبة لذلك لا تنصهر بسهولة عند تعريضها للحرارة لذا أطلق عليها اسم فلزات القلويات الأرضية.

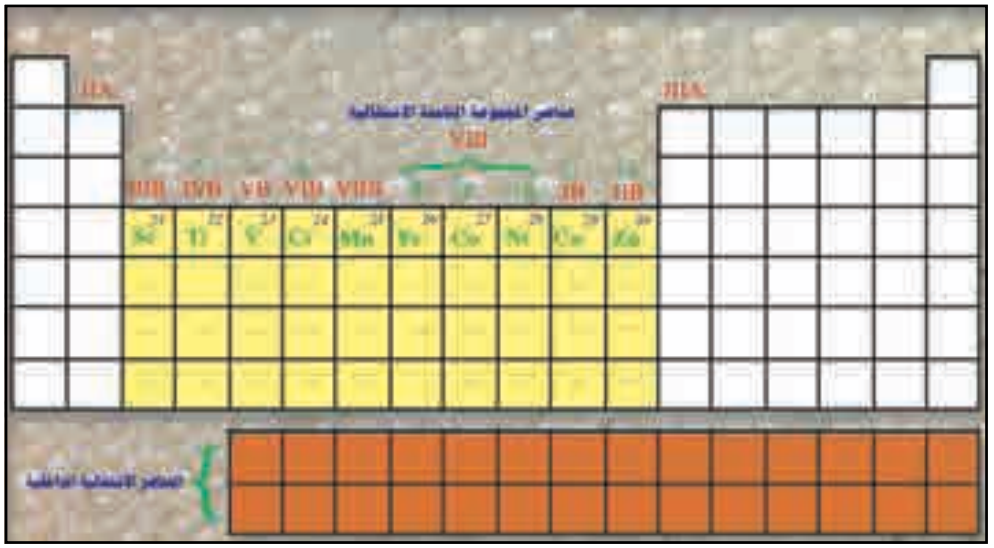


شكل (٦) يوضح موقع المجموعة الثانية في الجدول الدوري

مجموعات العناصر الانتقالية [من (IB) إلى (VIII)]:

تقع هذه العناصر في منتصف الجدول الدوري وتشغل عشرة أعمدة رأسية وهي تبدأ بالعمود (رقم ٣) من يسار الجدول وتنتهي عند العمود رقم ١٢. وهي بذلك تحتل موقعاً وسطاً بين المجموعة الرئيسة (IIA) والمجموعة الرئيسة (IIIA)، وقد صنفت هذه العناصر إلى ثمان مجموعات يمثل كل عمود رأسي مجموعة واحدة ماعدا المجموعة الثامنة فهي تشمل ثلاثة أعمدة رأسية، وذلك لتشابه الخواص بين هذه العناصر أفقياً وليس رأسياً. وحتى يسهل تمييز العناصر الانتقالية عن بقية العناصر الأخرى فقد رمز لها بالحرف B مسبوقاً بالأرقام اللاتينية التي تُعبِّر عن رقم المجموعة.

تتميز ذرات هذه العناصر بأن الإلكترونات التي تدخل في المستوى الفرعي الأخير تشغل المستوى (nd). كما أن هناك عناصر أخرى تسمى بالعناصر الانتقالية الداخلية وفيها يبدأ ملء المدار (nf) وتوضع هذه العناصر أسفل الجدول الدوري. وسيتم دراسة خواص العناصر الانتقالية بشكل أوسع في الصف الثاني عشر.



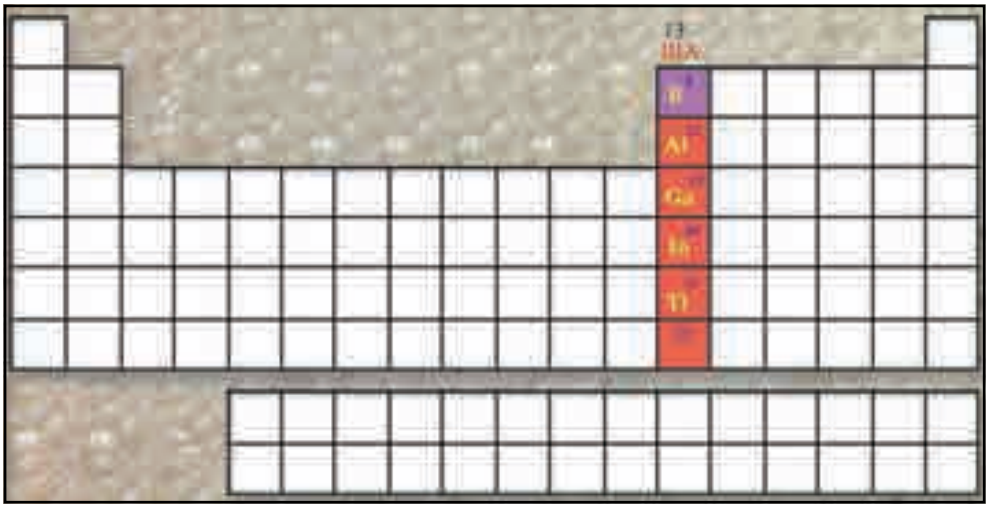
شكل (٧) يوضح موقع مجموعة العناصر الانتقالية في الجدول الدوري

- انظر للجدول الدوري الموضح بالشكل (٤) ولاحظ الطريقة التي رتبت بها الثمان المجموعات للعناصر الانتقالية، ماذا تلاحظ؟ أين تقع مجموعة العناصر الانتقالية الأولى (IB) والثانية (IIB)؟. كيف رتبت بقية المجموعات (الثالثة، والرابعة، والخامسة، والسادسة، والسابعة، والثامنة)؟
- ما اسم العنصر الأول في كل عمود والذي يمكن تصنيفه ضمن عناصر المجموعة الانتقالية الثامنة؟

عناصر المجموعة الرئيسة الثالثة (IIIA) :

تقع في الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتشغل العمود الرأسي (١٣) ، ومن عناصر هذه المجموعة عنصر الألمونيوم، ويتم ملء مداره الأخير بثلاثة إلكترونات (ns^2p^1)، وسيتم دراسة خواص عناصر هذه المجموعة الرئيسة بالتفصيل في الصف الحادي عشر.

- انظر إلى الجدول الدوري الموضح في الشكل (٤) وحدد موقع المجموعة الثالثة، وتعرف على ثلاثة عناصر منها.

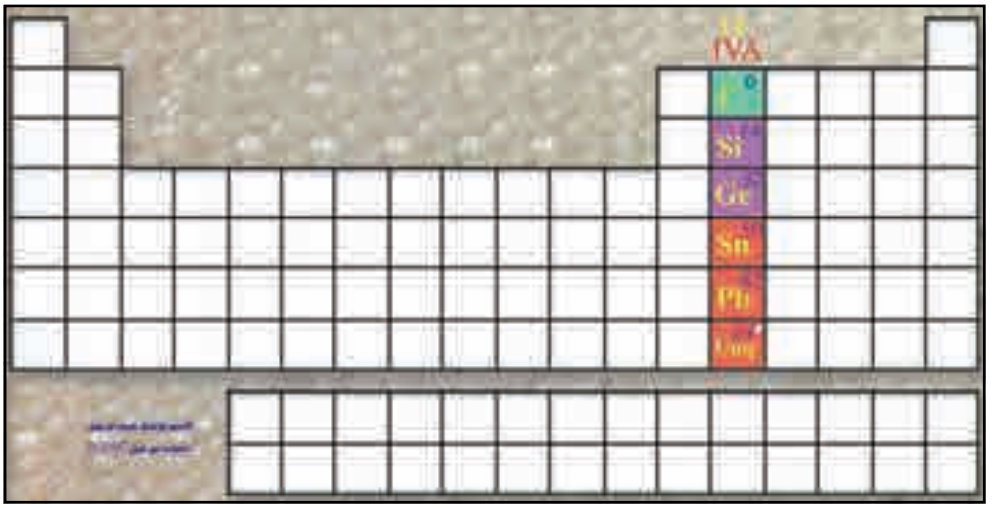


شكل (٨) يوضح موقع المجموعة الثالثة في الجدول الدوري

عناصر المجموعة الرئيسة الرابعة (IVA) :

وتقع في الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتشغل العمود الرأسي (١٤)، ومن عناصر هذه المجموعة عنصر السليكون، ويتم ملء مداره الأخير بأربعة إلكترونات (ns^2p^2)، وسيتم دراسة خواص عناصر هذه المجموعة الرئيسة بالتفصيل في الصف الحادي عشر.

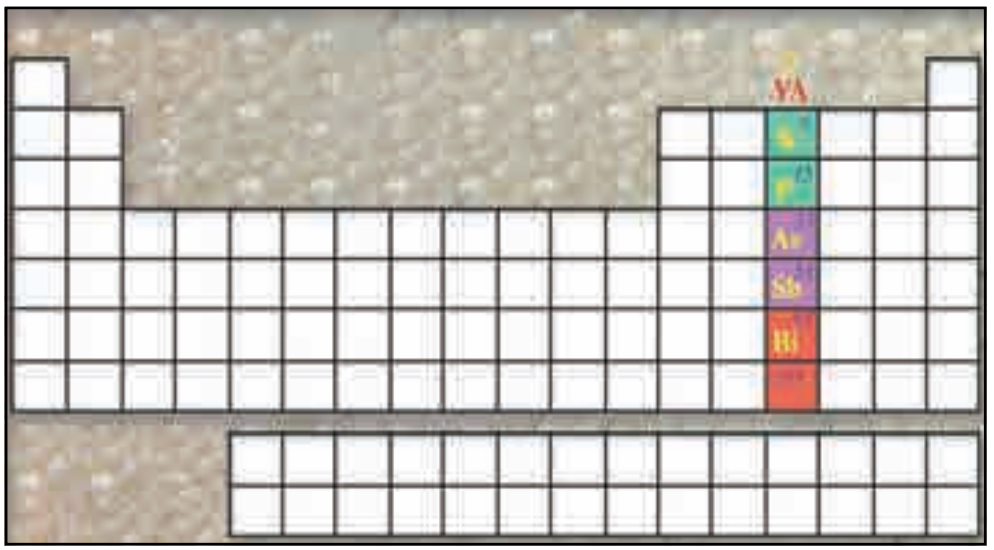
- انظر إلى الجدول الدوري الموضح في الشكل (٤) وحدد موقع المجموعة الرابعة، وتعرف على ثلاثة عناصر منها.



شكل (٩) يوضح موقع المجموعة الرابعة في الجدول الدوري

عناصر المجموعة الرئيسة الخامسة (VA) (مجموعة النيتروجين) :

تقع في الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتشغل العمود الرأسي رقم (١٥)، ومن أهم عناصرها عنصر النيتروجين. وتتميز ذراتها بأن مدارها الأخير يمتلئ بخمسة إلكترونات (ns^2p^3). وسيتم دراسة خواص هذه العناصر في الصف الحادي عشر.

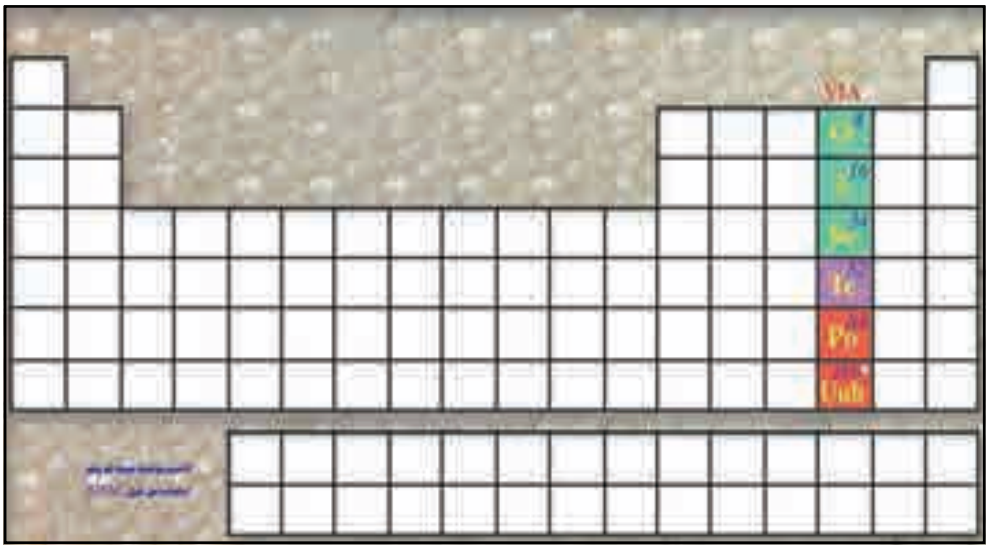


شكل (١٠) يوضح موقع المجموعة الخامسة في الجدول الدوري

- انظر إلى الجدول الدوري الموضح في الشكل (٤) وحدد رقم المجموعة الرئيسة الخامسة وموقعها في الجدول وتعرف على ثلاثة عناصر تمثلها.

عناصر المجموعة الرئيسة السادسة (VIA) (مجموعة الأكسجين) :

تقع في الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتشغل العمود الرأسي رقم (١٦)، ومن أهم عناصرها عنصر الأكسجين. وتتميز ذراتها بأن مدارها الأخير يمتلئ بستة إلكترونات (ns^2p^4)، وسيتم دراسة خواص هذه العناصر بالتفصيل في الصف الحادي عشر.



شكل (١١) يوضح موقع المجموعة السادسة في الجدول الدوري

- انظر إلى الجدول الدوري الموضح في الشكل (٤) وحدد رقم وموقع المجموعة الرئيسة السادسة، وتعرف على ثلاثة عناصر تمثلها .

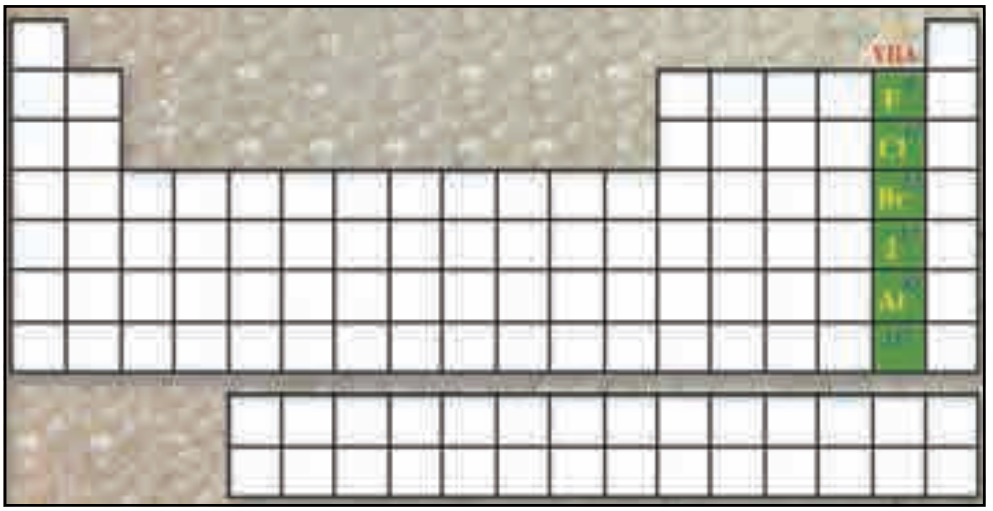
عناصر المجموعة السابعة (VIIA) (مجموعة الهالوجينات) :

تقع في الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتشغل العمود الرأسي رقم (١٧)، ومن عناصرها عنصر الكلور .

يتم ملء مدارها الأخير بسبعة إلكترونات (nS^2P^5) ، ولذلك فهي تميل إلى كسب إلكترون واحد لتصل إلى حالة الإستقرار .

كلمة هالوجين تعني مكونات الأملاح، أي أن هذه العناصر لا فلزات نشطة كيميائياً تتفاعل مع الفلزات مكونة أملاح مثل ملح الطعام . وبالتالي فإن هذه العناصر لا توجد منفردة في الطبيعة وإنما توجد على هيئة أملاح، وسيتم دراسة خواص هذه العناصر في الصف الثاني عشر .

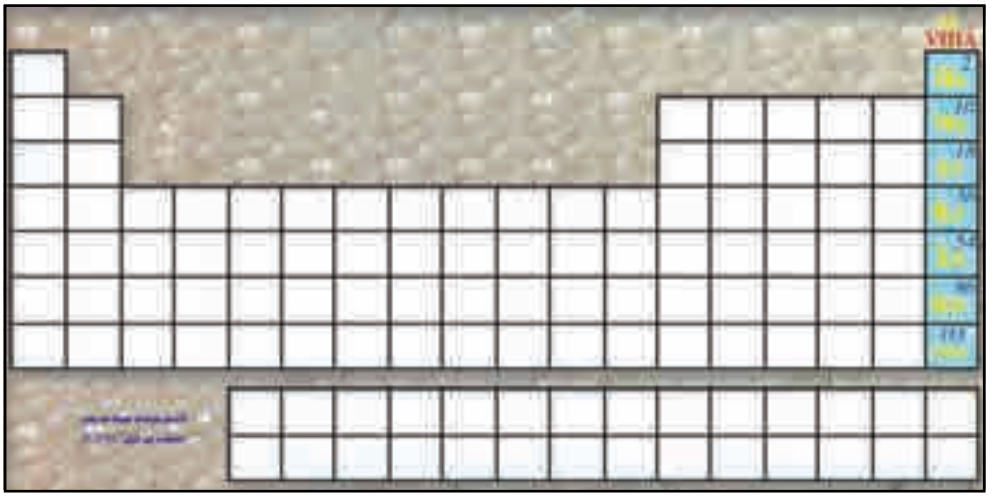
- انظر إلى الجدول الدوري الموضح في الشكل (٤) وحدد رقم وموقع المجموعة الرئيسة السابعة، وتعرف على ثلاثة عناصر تمثلها .



شكل (١٢) يوضح موقع المجموعة السابعة في الجدول الدوري

عناصر المجموعة الثامنة (VIIIA) (مجموعة الغازات النبيلة) :

تقع في الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتشغل العمود الرأسي الأخير رقم (١٨)، ومن أهم عناصرها عنصر الهيليوم. ويتم ملء مدارها الأخير بثمانية إلكترونات (ns^2p^6) عدا الهيليوم الذي يمتلئ مداره الأخير بإلكترونين؛ ولذلك فهي مستقرة ولا تميل في الظروف العادية إلى كسب أو فقد أي إلكترون، ولذلك فهي عناصر غير نشطة. وتسمى أحياناً بالغازات الخاملة أو مجموعة الصفر، وسيتم دراسة خواص هذه العناصر في الصف الثاني عشر.



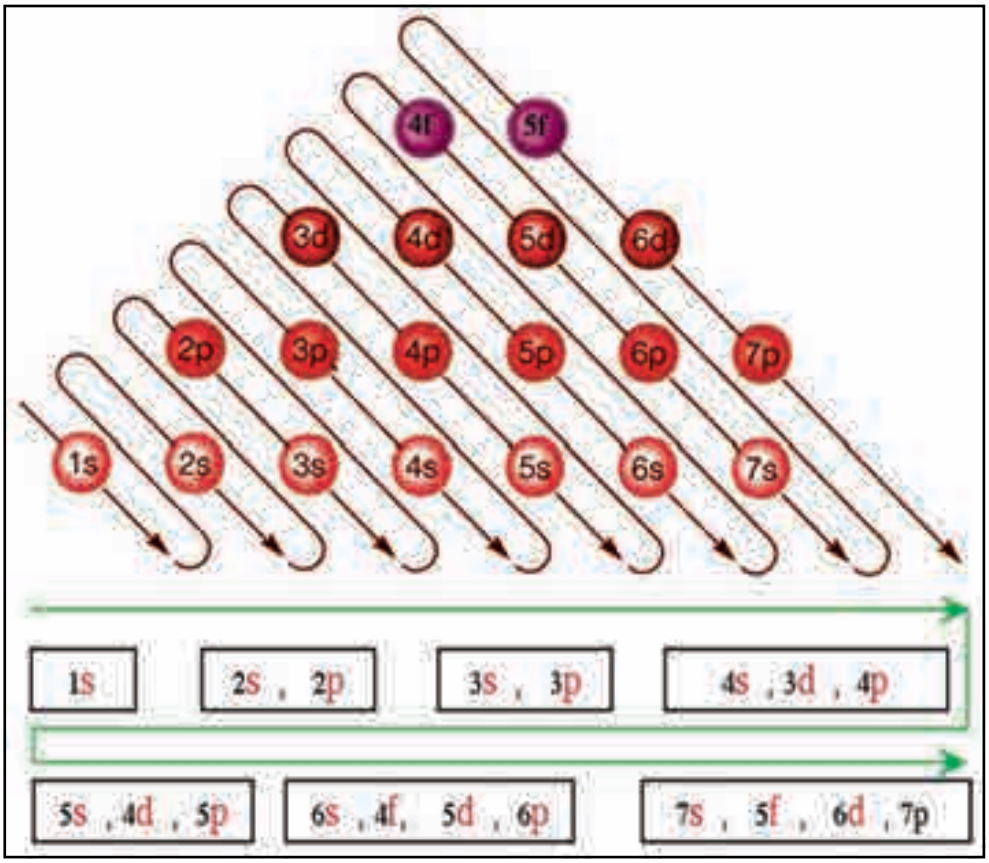
شكل (١٣) يوضح موقع المجموعة الثامنة في الجدول الدوري

- انظر إلى الجدول الدوري الموضح في الشكل (٤) وحدد رقم وموقع المجموعة الرئيسة الثامنة، وتعرف على ثلاثة عناصر تمثلها.

توزيع العناصر في الجدول الدوري تبعاً للمستويات الفرعية الأخيرة التي تملأ بالإلكترونات:

عرفت في الوحدات السابقة أن المستويات الفرعية s , p , d , f تملأ بالترتيب حسب تزايد الطاقة وهذا يتفق تماماً مع ترتيب العناصر في الجدول الدوري. وتترتب المستويات الفرعية حسب تزايد الطاقة على النحو الآتي:

ترتيب المستويات الفرعية حسب تزايد طاقتها



شكل (١٤)

ويقسم الجدول الدوري إلى أربع مناطق رئيسة أو فئات بحسب المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الخارجي، كما هو موضح في الشكل (١٤).

شكل (١٥) يوضح تكتلات العناصر حسب نوع المستويات الفرعية

وكما يظهر في الشكل السابق فإن العناصر في الجدول الدوري يمكن تقسيمها إلى الفئات الآتية :

١) عناصر الفئة (s):

وهي العناصر التي تدخل إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (s) ، وتحتل عناصر هذه الفئة الجزء الأيسر من الجدول الدوري وتشمل عناصر المجموعة الرئيسة الأولى (IA) وتركيبها (ns^1)، وعناصر المجموعة الرئيسة الثانية (IIA) وتركيبها (ns^2) .

٢) عناصر الفئة (p) :

وهي العناصر التي تدخل إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (p)، وتحتل عناصر هذه الفئة الجزء الأيمن من الجدول الدوري وتشمل على عناصر المجموعة الرئيسة الثالثة (IIIA) وتركيبها (np^1) ، وعناصر المجموعة الرئيسة الرابعة (IVA) وتركيبها (np^2)، وعناصر المجموعة الخامسة (V) وتركيبها (np^3)، وعناصر المجموعة السادسة (VI) وتركيبها (np^4)، وعناصر المجموعة السابعة (VII) وتركيبها (np^5) وعناصر المجموعة الثامنة (الغازات النبيلة) وتركيبها (np^6) .

تسمى عناصر الفئة s وعناصر الفئة p بالعناصر المثالية Representative elements

٣) عناصر الفئة (d) :

وهي العناصر التي تدخل إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (d)، وتسمى هذه العناصر بالعناصر الانتقالية وتحتل عناصر هذه الفئة الجزء الأوسط من الجدول الدوري وتشمل على عشر صفوف رأسية منها سبع صفوف تمثل عناصر المجموعة الانتقالية من (IB) إلى (VIIB) وثلاثة صفوف تمثل عناصر المجموعة الانتقالية الثامنة.

وتنقسم عناصر الفئة (d) الانتقالية إلى ثلاثة سلاسل:

- السلسلة الأولى وتقع في الدورة الرابعة ويتم فيها امتلاء المستوى الفرعي (3d).
- السلسلة الثانية وتقع في الدورة الخامسة ويتم فيها امتلاء المستوى الفرعي (4d).
- السلسلة الثالثة وتقع في الدورة السادسة ويتم فيها امتلاء المستوى الفرعي (5d).

٤) عناصر الفئة (f):

وهي العناصر التي تدخل إلكتروناتها في المستوى الفرعي (f)، وتسمى هذه العناصر بالعناصر الانتقالية الداخلية. وتحتل عناصر هذه الفئة الجزء الأسفل من الجدول الدوري وذلك حتى لا يتشوه شكل الجدول الدوري عند إدخال هذه العناصر في أماكنها الصحيحة حسب تزايد أعدادها الذرية. وتنقسم العناصر الانتقالية الداخلية إلى سلسلتين هما:

- سلسلة اللنثانيدات Lanthanides نسبة لعنصر اللنثانيوم (La).
- سلسلة الأكتينيدات Actinides نسبة لعنصر الأكتينيوم (Ac).

ترتيب العناصر في دورات الجدول الدوري :

تم ترتيب جميع العناصر وفقاً لتزايد أعدادها الذرية من يسارالجدول الدوري إلى يمينه، حيث شمل الجدول على سبع صفوف أفقية سميت بالدورات ويتضح في الشكل (٤) أرقام هذه الدورات بالتسلسل من أعلى إلى أسفل الجدول. وهناك ثلاث دورات قصيرة هي الأولى والثانية والثالثة، وأما بقية الدورات من الرابعة وحتى السابعة فهي دورات طويلة، وهناك علاقة بين رقم الدورة في الجدول وعدد المستويات الرئيسة الأخيرة التي تشغل بإلكترونات الذرات الموجودة في كل دورة. وللتأكد من ذلك قم بتنفيذ النشاط الآتي:

نشاط (٢)

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الموضحة في الجدول (٦) ثم اكمل الفراغات الموجودة فيه بناءً على ناتج التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر.

رمز العنصر	عدده الذري	التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر	رقم المستوى الذي تم شغله بآخر إلكترون تملكه الذرة	رقم الدورة التي يقع فيها العنصر
H	1	$1s^1$	المستوى الأول (n = 1)	1
He	2	$1s^2$	–	–
Li	3	–	–	–
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	المستوى الثاني (n = 2)	2
Na	11	–	–	–
Ar	18	–	–	–
K	19	–	–	–

جدول (٦)

- من خلال الاطلاع على الجدول الدوري، حدد رقم الدورة التي يوجد فيها ذلك العنصر.
- استنتج العلاقة التي تربط بين رقم المستوى الذي تم شغله بأخر إلكترون تملكه الذرة وبين رقم الدورة التي يقع فيها ذلك العنصر.
- من خلال التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر، ومن خلال معرفتك لمواقعها في الدورات. حدد متى يبدأ ملء المستويات الجديدة ، ومتى ينتهي ملؤها؟

من خلال النشاط السابق يمكن وصف الدورات في الجدول الدوري الحديث على النحو الآتي:

الدورة الأولى (القصيرة الأولى) :

هي دورة قصيرة تحتوي فقط على عنصرين هما الهيدروجين والهيليوم، حيث يبدأ بشغل المستوى الأول بإلكترون واحد والذي تملكه ذرة الهيدروجين. ويكتمل ملء هذا المستوى بإلكترونين اللذين تملكهما ذرة الهيليوم الذي يقع في نهاية الدورة [انظر الجدول الذي قمت بملئه في النشاط (٢)].

الدورة الثانية (القصيرة الثانية) :

هي دورة قصيرة أيضاً تحتوي على ثمانية عناصر تبدأ بالليثيوم Li^3، وتنتهي بالنيون Ne^{10} .

يلاحظ عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة الليثيوم أن آخر إلكترون تملكه الذرة يدخل في مستوى جديد هو المستوى الثاني حيث (n = 2)، ويكون التوزيع على النحو الآتي ($Is^2\ 2s^1$) ، ويكتمل ملء هذا المستوى بثمانية إلكترونات والموجودة في المستوى الأخير لذرة النيون الذي يقع في نهاية الدورة ، ويكون التوزيع الإلكتروني لذرة النيون على النحو الآتي ($Is^2\ 2s^2\ 2p^6$)، ويمكن تقسيم عناصر الدورة الثانية بحسب نوع المستويات إلى فئتين هما :

١ – عناصر تقع تحت المستوى 2s وهي : الليثيوم (Li)، والبريليوم (Be).

٢ – عناصر تقع تحت المستوى 2p وهي : البورون (B)، والكربون (C)، والنيتروجين (N)، والأكسجين (O)، والفلور (F)، والنيون (Ne). وللتأكد من ذلك قم بتنفيذ النشاط الآتي :

نشاط (٣)

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الموجودة في الدورة الثانية والموضحة في الجدول الآتي ثم اكمل الفراغات الموجودة في الجدول (٧) بناءً على ناتج التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر.

رمز العنصر	عدده الذري	التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر	تحت المستوى الذي ينتمي إليه العنصر
Li	3	$1s^2 2s^1$	2s
Be	4	–	–
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	2p
C	6	–	–
N	7	–	–
O	8	–	–
F	9	–	–
Ne	10		

جدول (٧)

– ما العناصر التي تقع تحت المستوى 2s؟ وما العناصر التي تقع تحت المستوى 2p؟

الدورة الثالثة (القصيرة الثالثة) :

تحتوي الدورة الثالثة (القصيرة الثالثة) على ثمانية عناصر تبدأ بالصوديوم Na^{11}، وتنهي بالأرجون Ar^{18}.

يلاحظ عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم أن آخر إلكترون تملكه الذرة يدخل في مستوى جديد هو المستوى الثالث $(3s^2)$ حيث $(n = 3)$، ويقع في نهاية الدورة عنصر الأرجون، حيث يكتمل ملء هذا المستوى بثمانية إلكترون الموجودة في المستوى الأخير لذرة الأرجون $(3s^2 3p^6)$.

يمكن تقسيم عناصر الدورة الثالثة بحسب نوع المستويات إلى فئتين هما :

١ – عناصر تقع تحت المستوى 3s (اذكر ذلك).

٢ – عناصر تقع تحت المستوى 3p (اذكر ذلك).

وللتأكد من ذلك قم بالنشاط الآتي مستخدماً قواعد التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري الحديث.

نشاط (٤)

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الموجودة في الدورة الثالثة والموضحة في الجدول (٨) ثم اكمل الفراغات الموجودة فيه بناءً على ناتج التوزيع الإلكتروني لهذه العناصر.

رمز العنصر	عدده الذري	التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر	تحت المستوى الذي ينتمي إليه العنصر
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	3s
Mg	12	–	–
Al	13	–	–
Si	14	–	–
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	3p
S	16	–	–
Cl	17	–	–
Ar	18	–	–

جدول (٨)

– ما العناصر التي تقع تحت المستوى 3s؟ وما العناصر التي تقع تحت المستوى 3p؟

الدورة الرابعة (الطويلة الأولى) :

تحتوي الدورة الرابعة (الطويلة الأولى) على 18عنصراً تبدأ بالبوتاسيوم K^{19} وتنتهي بالكربتون Kr^{36}. ويلاحظ عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة البوتاسيوم أن آخر إلكترون تملكه الذرة يدخل في مستوى جديد هو المستوى الرابع (4s)، حيث (n = 4).

يقع في نهاية الدورة عنصر الكريبتون، حيث يكتمل ملء هذا المستوى بثمانية عشر إلكتروناً الموجودة في المستويات الفرعية لذرة الكريبتون وهي 4s, 3d, 4p، وفي هذه الدورة تظهر المتسلسلة الانتقالية الأولى والتي تبدأ بعنصر الإسكانديوم Sc^{21} وتنتهي بعنصر الخارصين Zn^{30} .

يمكن تقسيم عناصر الدورة الرابعة بحسب نوع المستويات إلى ثلاث فئات هي :

١ – عناصر تقع تحت المستوى 4s (عنصرين) (اذكر ذلك).

٢ – عناصر تقع تحت المستوى 3d (عشرة عناصر) (اذكر ذلك).

٣ – عناصر تقع تحت المستوى 4p (ستة عناصر) (اذكر ذلك).

الدورة الخامسة (الطويلة الثانية) :

تحتوي الدورة الخامسة (الطويلة الثانية) على 18عنصراً تبدأ بالربيديوم Rb^{37} وتنتهي بالزينون Xe^{54}. ويلاحظ عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة الربيديوم أن آخر إلكترون تملكه الذرة يدخل في مستوى جديد هو المستوى الخامس (5s)، حيث (n = 5). ويقع في نهاية الدورة عنصر الزينون، حيث يكتمل ملء هذا المستوى بثمانية عشر إلكتروناً الموجودة في المستويات الفرعية الأخيرة لذرة الزينون وهي 5s, 4d, 5p، وفي هذه الدورة تظهر المتسلسلة الانتقالية الثانية والتي تبدأ بعنصر اليتريوم Y^{39} ، وتنتهي بعنصر الكاديوم Cd^{48} .

يمكن تقسيم عناصر الدورة الخامسة بحسب نوع المستويات إلى ثلاث فئات :

١ – عناصر تقع تحت المستوى 5s (عنصرين) (اذكر ذلك).

٢ – عناصر تقع تحت المستوى 4d (عشرة عناصر) (اذكر ذلك).

٣ – عناصر تقع تحت المستوى 5p (ستة عناصر) (اذكر ذلك).

الدورة السادسة (الطويلة الثالثة) :

تحتوي الدورة السادسة (الطويلة الثالثة) على (٣٢) عنصراً تبدأ بالسيزيوم Cs^{55} وتنتهي بالرادون Rn^{86} . ويلاحظ عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة السيزيوم هو أن آخر إلكترون تملكه الذرة يدخل في مستوى جديد هو المستوى السادس حيث ($n = 6$) . ويقع في نهاية الدورة عنصر الرادون، حيث يكتمل بناء المستويات الفرعية بـ (٣٢) إلكتروناً الموجودة في المستوى الأخير لذرة الرادون وهي 6s, 4f, 5d, 6p، وفي هذه الدورة تظهر المتسلسلة الانتقالية الثالثة والتي تبدأ بعنصر اللانثانيوم La^{57} ، وتنتهي بعنصر الزئبق Hg^{80} ، ويتم فيها بناء المستوى 5d، كما تظهر في هذه الدورة سلسلة اللانثنيدات التي يبنى فيها المستوى 4f والتي وضعت أسفل الجدول الدوري .

ويمكن تقسيم عناصر الدورة السادسة بحسب نوع المستويات إلى أربع فئات هي :

١ – عناصر تقع تحت المستوى 6s (عنصرين) .
٢ – عناصر تقع تحت المستوى 4f (أربعة عشر عنصراً) .
٣ – عناصر تقع تحت المستوى 5d (عشرة عناصر) .
٤ – عناصر تقع تحت المستوى 6p (ستة عناصر) .

الدورة السابعة (الطويلة الرابعة) :

تحتوي الدورة السابعة (الطويلة الرابعة) على (٢٩) عنصراً تبدأ بالفرانسيوم Fr^{87} ، وتنتهي بالعنصر (Uuo) الذي عدده الذري (١١٨) . ويلاحظ عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة الفرانسيوم أن آخر إلكترون تملكه الذرة يدخل في مستوى جديد هو المستوى السابع حيث ($n = 7$) . وفي هذه الدورة تظهر المتسلسلة الانتقالية الداخلية الاكتنيدات التي يبنى فيها المستوى 5f والتي وضعت أسفل الجدول الدوري .

ويمكن تقسيم عناصر الدورة السابعة بحسب نوع المستويات إلى ثلاث فئات هي :

١ – عناصر تقع تحت المستوى 7s (عنصرين) .
٢ – عناصر تقع تحت المستوى 5f (أربعة عشر عنصراً) .
٣ – عناصر تقع تحت المستوى 6d (عشرة عناصر لأنها اكتملت مؤخراً باكتشاف العناصر الجديدة) .
٤ – عناصر تقع تحت المستوى 7p (ثلاثة عناصر) تم اكتشافها مؤخراً . انظر الجدول الدوري الحديث شكل (٤) .

تحديد موقع العنصر الرئيس في الجدول الدوري :

يمكن اتباع الخطوات الآتية لتحديد موقع أي عنصر من العناصر الرئيسة :

١ – يكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر وفقاً لقواعد التوزيع الإلكتروني .

٢ – ا لرقم الذي يسبق آخر مستوى يكون هو رقم الدورة .

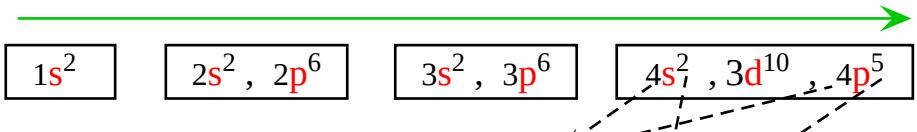
٣ – مجموع عدد الإلكترونات التي تشغل المستويات الفرعية في المستوى الرئيسي الأخير تمثل رقم المجموعة .

● **مثال (١) :**

عنصر (X) عدده الذري ٣٥ فما رقم الدورة والمجموعة التي ينتمي إليها هذا العنصر في الجدول الدوري الحديث .

الحـــل :

١ – التوزيع الإلكتروني حسب تزايد طاقة المستويات الفرعية للعنصر هو :



∴ ٢ – رقم الدورة = (الرابعة)

∴ ٣ – رقم المجمـــوعـــة = (السابعة)،

وذلك لأن ٢ + ٥ = ٧ (المستوى الأخير 4p , 4s يحتوي علي سبعة إلكترونات) .

نشاط (٥)

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الموضحة في الجدول ثم حدد (دون الرجوع إلى الجدول الدوري) الآتي :

– رقم الدورة التي ينتمي لها كل عنصر .

– رقم المجموعة التي ينتمي لها كل عنصر .

– ما نوع تحت المستوى الذي ينتمي إليه كل عنصر؟

العدد الذري للعنصر	التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر	رقم الدورة التي يقع فيها العنصر	رقم المجموعة الذي ينتمي لها العنصر	تحت المستوى الذي ينتمي إليه العنصر
15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	الثالثة	الخامسة	3p , 3s
20	–	–	–	–
10	–	–	–	–
32	–	–	–	–
12	–	–	–	–
19	–	–	–	–
13	–	–	–	–
18	–	–	–	–
7	–	–	–	–

جدول (٩)

تدرج ودورية بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر في الجدول الدوري

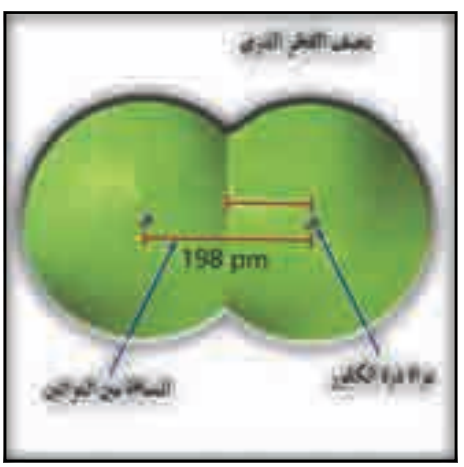
عرفت في الدروس السابقة كيفية ترتيب العناصر في دورات وفي مجموعات الجدول الدوري، واتضح لك مدى الترابط بين التوزيع الإلكتروني وموقع هذه العناصر في الجدول الدوري. وقد أدى ترتيب العناصر في الجدول إلى اكتشاف دورية وتدرج خواصها الفيزيائية والكيميائية. وفي هذا الفصل سوف يتم التركيز على دراسة بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر الرئيسة فقط وهي التي تقع تحت المستوى s ، p ، أما العناصر الانتقالية التي تقع تحت المستوى d , f فسيتم دراسة خواصها في مراحل لاحقة.

أ) دورية الخواص الفيزيائية في الجدول الدوري:

١ – نصف القطر الذري (Atomic Radius)

ساد الاعتقاد بعد ظهور نظرية بوهر أن الإلكترونات تدور في مدارات دائرية مغلقة، ولذلك تم تعريف نصف قطر الذرة على أنه «**المسافة بين النواة، وأبعد إلكترون في المستوى الخارجي**».

وقد اتضح بعد ذلك خطأ هذا التعريف، وذلك لأن النظرية الموجية لشرودنجر أوضحت أنه يصعب تحديد موقع الإلكترون لأن حركة الإلكترون



شكل (١٦) يوضح
نصف قطر جزيء غاز الكلور

تشكل ما يسمى بالسحابة الإلكترونية.

وبما أن الذرات لا توجد منفردة على الإطلاق في الأنظمة الكيميائية وإنما توجد مرتبطة بذرات أخرى، لذلك أصبح تعريف نصف قطر الذرة على أنه عبارة عن «**نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة**». والشكل (١٦) يوضح نصف القطر لذرة الكلور وهو يمثل نصف طول الرابطة في جزيء غاز الكلور.

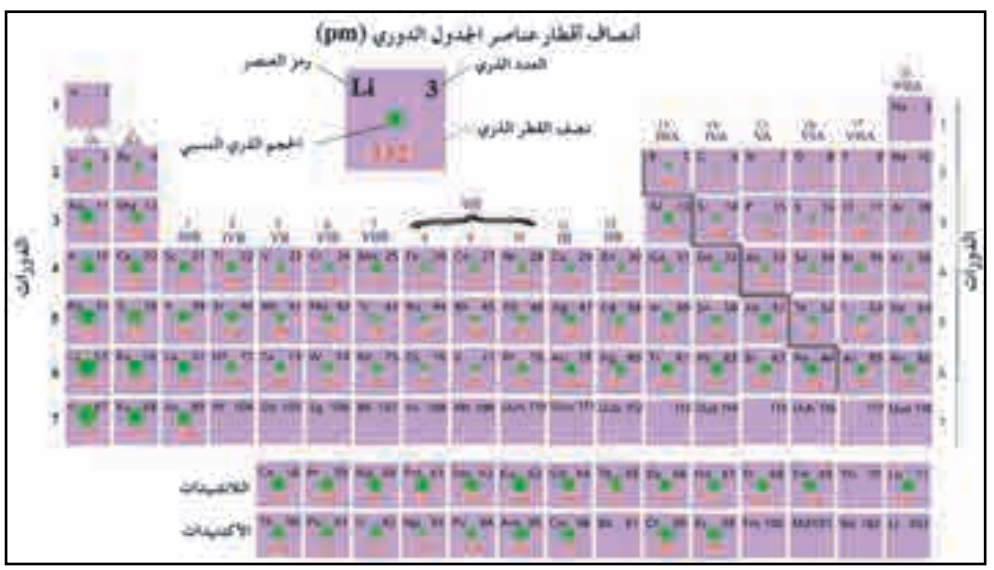
الجزيء	طول الرابطة بالأنجستروم	نصف قطر الذرة
H–H	٠٫٦٠	٠٫٣٠
Cl–Cl	١٫٩٨	٠٫٩٩
I – I	٢٫٦٦	١٫٣٣

جدول (١٠)

وسميت المسافة بين مركزي الذرتين بطول الرابطة ومنها تم حساب نصف قطر الذرة كما هو موضح في الجدول (١٠).

- ماذا يحدث لأنصاف أقطار ذرات العناصر حسب تزايد أعدادها الذرية في دورات الجدول من اليسار إلى اليمين، وفي المجموعات من أعلى إلى أسفل الجدول؟

وللإجابة عن هذا السؤال يمكنك الاستعانة بالشكل (١٧) الذي يوضح تدرج أنصاف أقطار العناصر حسب موقعها في الجدول الدوري مقاسة بالبيكومتر ($1pm = 1 \times 10^{-12m}$).



شكل (١٧)

- يلاحظ من الشكل (١٧) أن نصف القطر الذري يقل تدريجياً بزيادة العدد الذري من اليسار إلى اليمين، ويمكن تفسير ذلك بأنه عند زيادة العدد الذري تزداد عدد الشحنات الموجبة في النواة فيزداد مقدار جذب النواة للإلكترونات الموجودة في نفس المستوى، ولذلك يقل نصف قطر الذرة في الدورات بالتدريج كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين.
- يلاحظ أيضاً أن نصف القطر الذري يزداد في المجموعات بزيادة العدد من أعلى إلى أسفل، والسبب يعود إلى دخول الإلكترون الأخير للذرة في مستوى طاقة جديد كلما زاد العدد الذري في المجموعات، وهذا يساعد على إبعاد الإلكترون الأخير من تأثير جذب النواة، وبالتالي يزداد نصف القطر الذري في المجموعات كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل الجدول.

٢ - طاقة التأين (Ionization Energy)

تُعرف طاقة التأين بأنها عبارة عن: «**الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الموجود في المستوى الخارجي لذرة العنصر المفردة وهي في الحالة الغازية**».

معلوم أنه كلما كان الإلكترون في مستوى أبعد من النواة كلما كان ارتباطه ضعيفاً، وبالتالي فإن طاقة التأين المطلوبة لنزعه تكون قليلة. وكلما كانت طاقة التأين قليلة دل ذلك على نشاط العنصر أثناء التفاعلات الكيميائية، وهناك بعض الذرات قد تملك أكثر من إلكترون (إلكترونين أو ثلاثة) في المستوى الأخير، ويمكن نزعهما وبالتالي نحصل على طاقة التأين الأول وهي المطلوبة لنزع الإلكترون الأول من الذرة، ثم طاقة التأين الثاني وهي المطلوبة لنزع الإلكترون الثاني، وطاقة التأين الثالث وهي المطلوبة لنزع الإلكترون الثالث .. وهكذا.

لو رمزنا لطاقة التأين بالرمز E ورمزنا للفلز بالرمز M والإلكترون المنزوع بالرمز e^- فإن معادلة التأين الأول والثاني والثالث يمكن أن تكتب على النحو الآتي:

معادلة التأين الأول

$$E_1 + M_{(g)} \rightarrow M^+_{(g)} + e^-$$

معادلة التأين الثاني

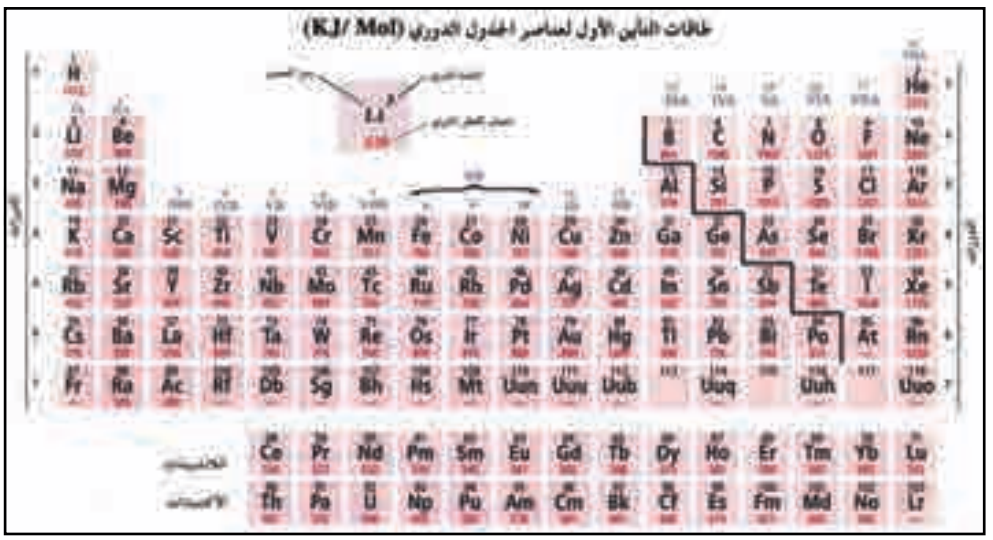
$$E_2 + M^+_{(g)} \rightarrow M^{++}_{(g)} + e^-$$

معادلة التأين الثالث

$$E_2 + M^{++}_{(g)} \rightarrow M^{+++}_{(g)} + e^-$$

- أيهما أعلى طاقة التأين الأول أم الثاني أم الثالث . ولماذا؟
- كيف تتدرج طاقة التأين في الدورات وفي المجموعات بزيادة العدد الذري؟
- ماذا يحدث لطاقة التأين الأول عند الانتقال في الدورة الثانية والثالثة من اليسار إلى اليمين؟
- ماذا يحدث لطاقة التأين الأول عند الانتقال في المجموعات من أعلى إلى أسفل؟

للإجابة عن هذه الأسئلة، يمكن الاستعانة بالشكل (١٨) والذي يوضح طاقات التأين الأول للعناصر في الجدول الدوري مقدرة بالكيلو جول / مول .



شكل (١٨)

٣ - الميل الإلكتروني Electron affinity :

عرفت في الدروس السابقة أن الذرة عندما تفقد إلكتروناً وهي في حالتها الغازية فإنها تتحول إلى أيون موجب وتكون هذه العملية مصحوبة بامتصاص طاقة، ويحدث العكس عندما تكتسب الذرة إلكتروناً وهي في الحالة الغازية فإنها تتحول إلى أيون سالب، وتنطلق نتيجة لذلك طاقة، ويُعبَّر عن ذلك بالمعادلة العامة الآتية :

$$e^- + M \rightarrow M^- + E_1$$
$$(g) \qquad (g)$$

ومثال ذلك هو اكتساب ذرة الكلور لإلكترون على النحو الآتي :

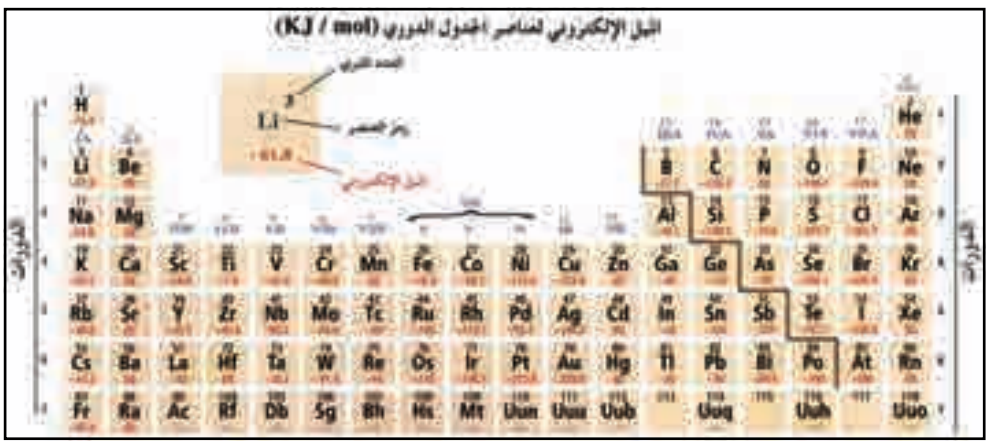
$$e^- + Cl \rightarrow Cl^- + E_1$$
$$(g) \qquad (g)$$

وبناءً على ذلك يمكن تعريف الميل الإلكتروني بأنه عبارة عن «**مقدار الطاقة المنطلقة من الذرة المفردة وهي في حالتها الغازية عندما تكتسب إلكتروناً مكونة أيوناً سالباً**» .

وعند دراسة الميل الإلكتروني وتدرجه في الجدول الدوري (شكل ١٩)، لوحظ الآتي :

١ – يزداد الميل الإلكتروني في الدورات بزيادة العدد الذري من اليسار إلى اليمين، والسبب في ذلك يعود إلى صُغر أنصاف الأقطار كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين مما يسهل للنواة جذب الإلكترون الجديد .

٢ – يقل الميل الإلكتروني في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري في المجموعات من أعلى إلى أسفل، والسبب في ذلك يعود إلى التزايد في نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل مما يجعل الإلكترونات في المستوى الأخير بعيدة نسبياً عن مركز الجذب في النواة، ولذلك تضعف قدرة الذرة على جذب الإلكترون الجديد .



شكل (١٩)

٤ – السالبية الكهربية Electronegativity :

عندما تشترك ذرتين مختلفتين من ذرات العناصر بأحد الإلكترونات الموجودة في المستوى الأخير لتكوين رابطة أحادية فإن ذلك يؤدي إلى تعرض الإلكترونين المكونين للرابطة إلى قوى جذب من قبل الذرتين، حيث ينجذب الإلكترونين

المكونين للرابطة نحو إحدى الذرتين بشكل أكبر من انجذابهما نحو الذرة الأخرى، فيقال أن تلك الذرة تمتلك سالبية كهربية أعلى من الذرة الأخرى ، وتعرف السالبية الكهربية بأنها : « **مقدرة الذرة على جذب الإلكترونات من ذرة أخرى مرتبطة معها برابطة كيميائية** » .

هناك اختلاف كبير بين السالبية الكهربية والميل الإلكتروني، حيث الميل الإلكتروني يشير إلى اكتساب الذرة المفردة للإلكترون وهي في حالتها الغازية ويصاحب ذلك انطلاق طاقة، أما السالبية فتشير إلى قوة إحدى الذرات في جذب إلكترونات الرابطة التي تربطها بذرة أخرى. كما أن هناك مقاييس مختلفة لقياس السالبية ومنها مقياس باولنج Pauling ، ويوضح الشكل (٢٠) تدرج قيم السالبية الكهربية لعناصر الجدول الدوري.

شكل (٢٠)

من خلال ملاحظتك للشكل (٢٠) :

- ماذا يحدث لقيم السالبية الكهربائية عند تزايد العدد الذري في الدورات من اليسار إلى اليمين؟
- ماذا يحدث لقيم السالبية الكهربائية عند تزايد العدد الذري في المجموعات من أعلى إلى أسفل؟
- قارن بين السالبية الكهربائية للفلزات التي تقع في المجموعة الأولى والثانية وبين اللافلزات التي تقع ضمن المجموعة الخامسة والسادسة . ماذا تلاحظ؟

٥ – الخواص الفلزية واللافلزية :

عرفت سابقاً أن العالم برازيليوس كان أول من قسم العناصر إلى فلزات ولا فلزات، وكان ذلك قبل توصل العلماء إلى معرفة التركيب الإلكتروني لذرات هذه العناصر.

وتتميز غالبية العناصر الفلزية واللافلزية بالخواص الموضحة في الجدول (١١) .

الرقم	الفلزات	اللافلزات
١	لها بريق معدني	ليس لها بريق معدني
٢	قابلة للطرق والسحب	هشة
٣	جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء	رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء
٤ ٥	درجات انصهارها وغليانها عالية تميل إلى فقد الإلكترونات	درجات انصهارها وغليانها منخفضة تميل إلى اكتساب الإلكترونات

جدول (١١) يوضح المقارنة بين أهم خواص الفلزات واللافلزات

بناءً على ذلك فإن عناصر المجموعة الرئيسة الأولى والثانية والثالثة جميعها فلزات، بينما نجد أن عناصر المجموعة الرئيسة الخامسة والسادسة والسابعة هي من اللافلزات، وهناك بعض العناصر التي تجمع بين الصفات الفلزية واللافلزية وتسمى بأشباه الفلزات مثل البورون والسيليكون، وتعتبر أشباه الفلزات كقنطرة العبور بين الخاصية الفلزية واللافلزية. ويوضح الجدول الدوري (شكل ٤) توزيع الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات في الجدول الدوري.

من خلال ملاحظتك للجدول الدوري شكل (٤) أجب على الآتي :

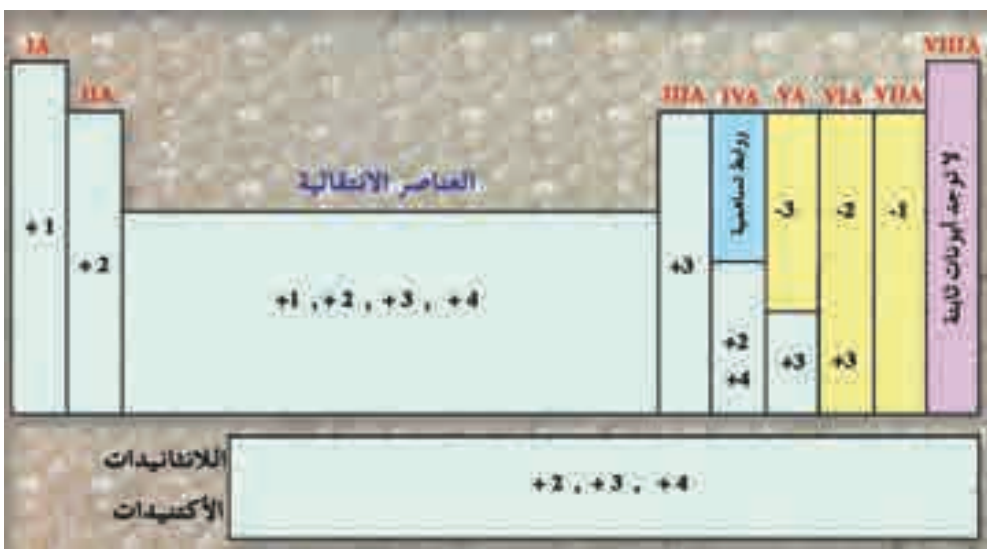
- ماذا يحدث للخاصية الفلزية عند تزايد العدد الذري في الدورات من اليسار إلى اليمين؟
- ماذا يحدث للخاصية اللافلزية عند تزايد العدد الذري في المجموعات من أعلى إلى أسفل؟
- حدد ثلاثة من العناصر الأكثر فلزية، وثلاثة من العناصر الأكثر لا فلزية.
- حدد ثلاثة من أشباه الفلزات، وفي أي مجموعة تقع؟

٦ - التكافؤ وعلاقته بالتوزيع الإلكتروني:

بعد دراستك للتوزيع الإلكتروني لذرات العناصر عرفت أن الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي تكون مسئولة عن حدوث التفاعلات الكيميائية، وتحاول الذرات أثناء التفاعل الكيميائي الوصول إلى حالة الاستقرار إما بفقد هذه الإلكترونات أو اكتسابها للوصول إلى تركيبة أقرب غاز نبيل. وبذلك أصبح تعريف التكافؤ بأنه «**عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة أو تكتسبها للوصول إلى حالة الاستقرار**».

فمثلاً في الذرات التي تمتلك إلكتروناً واحداً تفضل الذرة فقد هذا الإلكترون ويكون تكافؤها أحادي، كما أن الذرة التي تملك إلكترونين فإنها تفقدهما، وبذلك يكون تكافؤها ثنائي، وهكذا إذا فقدت الذرة ثلاثة إلكترونات يصبح تكافؤها ثلاثي. وعلى العكس هناك بعض الذرات ينقصها إلكترون واحد للوصول إلى حالة الاستقرار فتفضل اكتساب هذا الإلكترون، وبذلك يكون تكافؤها أحادي، أما الذرة التي تكتسب إلكترونين فيكون تكافؤها ثنائي، وهكذا إذا اكتسبت ثلاثة إلكترونات يصبح تكافؤها ثلاثي.

ويلاحظ أن العناصر الموجودة ضمن كل مجموعة تملك نفس التكافؤ، بينما نجد أن التكافؤ يتدرج بشكل عام في الدورات بحيث تبدأ كل دورة بعنصر أحادي التكافؤ ويزداد التكافؤ بزيادة العدد الذري حتى نصل إلى المجموعة الرابعة الرئيسة، حيث يبدأ التكافؤ بالتناقص حتى يصل إلى التكافؤ الأحادي في عناصر الهالوجينات.



شكل (٢١) يوضح تدرج التكافؤ في الجدول الدوري

تقويم الوحدة

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على الإجابة عن الأسئلة الآتية:

١ – ما هي المحاولات التي مهدت الطريق للوصول إلى الجدول الدوري الحديث؟

٢ – اذكر نص القانون الدوري لمندليف، موضحاً التعديل الذي اقترحه موزلي على هذا النص.

٣ – ما هي مميزات وعيوب جدول مندليف؟

٤ – ما الفرق بين الميل الإلكتروني والسالبية الكهربية؟

٥ – ضع علامة (✓) أو (X) أمام العبارات الآتية :

أ – رتبت العناصر في الجدول الدوري ترتيباً تنازلياً حسب أوزانها الذرية ( )

ب – مجموع الإلكترونات في المستوى الأخير يدل على رقم المجموعة ( )

جـ– العنصر الذي عدده الذري (١٥) يشبه في خواصه العنصر الذي عدده الذري (٧) ( )

د – في المجموعات، يقل نصف القطر الذري بزيادة العدد الذري ( )

هـ– في الدورات يزيد نصف القطر الذري بزيادة العدد الذري ( )

و – طاقة التأين الثانية أكبر من طاقة التأين الأولى ( )

ز – في الدورة الأولى تملك ذرة الهالوجين أكبر ميل الكتروني ( )

ح– اللافلزات لها سالبية كهربية منخفضة، بينما الفلزات لها سالبية كهربية مرتفعة ( )

ط– عناصر الدورة الواحدة تمتلك نفس التكافؤ ( )

٦ – اختر الإجابة الصحيحة من بين الأقواس :

أ – تسمى عناصر المجموعة الثانية (IIA) بـ : (فلزات القلويات ، فلزات القلويات الأرضية ، العناصر الانتقالية).

ب– العناصر الانتقالية الداخلية تقع تحت المستوى : (nd , nf , np)

جـ- العنصر الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ 3p4 ينتمي إلى : (الدورة الرابعة – الدورة الثالثة – الدورة الثانية) .

د – في المجموعة الثانية، (IIA) فإن العنصر الذي يملك أكبر نصف قطر ذري هو : (Be^4 , Ca^{20} , Ra^{88}) .

هـ- أي من الذرات الآتية تملك أقل طاقة تأين : (Na , P , Cl) .

و – أي من الذرات الآتية تملك أعلى سالبية كهربية : (F , O , N).

ز – العناصر التي لها طاقة تأين ، وسالبية كهربية ، وميل إلكتروني منخفض هي : (الفلزات ، اللافلزات ، أشباه الفلزات) .

٧ – علل لما يأتي :

أ – يقل نصف القطر الذري في الدورات من اليسار إلى اليمين؟

ب- جهد التأين للغازات النبيلة يكون عالياً؟

جـ العناصر التي لها طاقة تأين قليلة تكون نشطة كيمائياً .

٨ – عنصر عدده الذري (١٧) ، والمطلوب هو :

أ – تحديد رقم الدورة التي يقع فيها هذا العنصر .

ب- تحديد رقم المجموعة التي يقع فيها هذا العنصر .

جـ- هل هو فلز أم لافلز ؟

٩ – إذا كان لدينا عنصر (X) يقع في الدورة الثانية والمجموعة السادسة A ، والمطلوب منك (دون الرجوع إلى الجدول الدوري) تحديد :

أ – العدد الذري لهذا العنصر ؟

ب- تكافؤه ؟

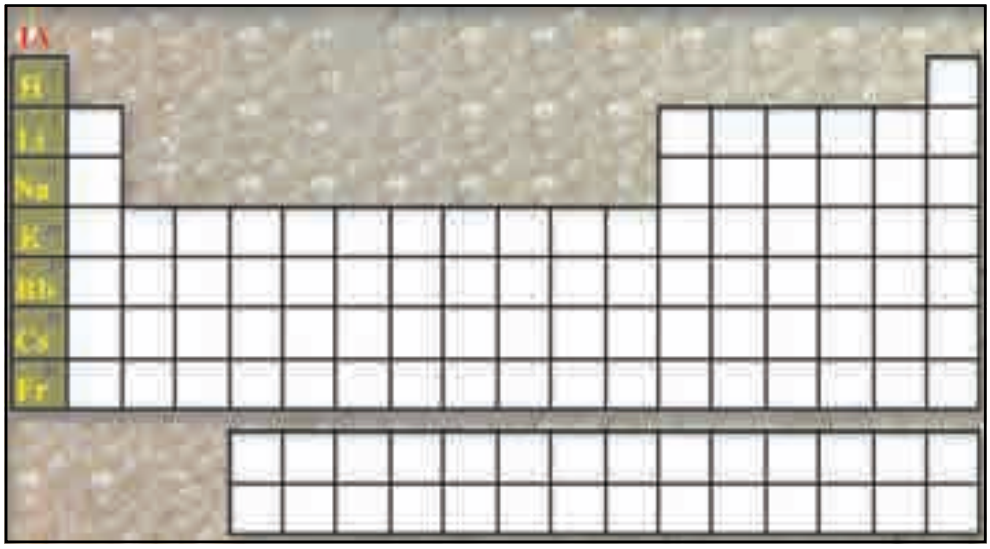
جـ- هل هو فلز أم لافلز ؟

١٠- وضح ما تدل عليه الأرقام والرموز للعنصر الآتي حسب موقعه في الجدول :

20
Ca
40.078
$[Ar]\ 4s^2$
Calcium

الوحدة الخامسة

عناصر المجموعة الرئيسة الأولى (IA)



الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – تبين موقع عناصر المجموعة الرئيسة الأولى (عناصر الأقلاء) في الترتيب الدوري للعناصر.

٢ – تذكر عناصر المجموعة الرئيسة الأولى (IA).

٣ – توضح سبب تسمية عناصر هذه المجموعة بعناصر الأقلاء.

٤ – تصنف الخواص العامة لفلزات الأقلاء.

٥ – تبين سبب عدم وجود هذه العناصر بصورتها الحرة في الطبيعة.

٦ – تذكر بعض استخدامات عناصر الأقلاء.

٧ – تذكر أهم مركبات الصوديوم في الطبيعة.

٨ – توضح كيف يحضر الصوديوم في الصناعة.

٩ – تبين خواص الصوديوم الكيميائية والفيزيائية.

١٠– تجري تجارب عملية لبعض خواص الصوديوم ومركباته.

درست في الصف التاسع الجدول الدوري وترتيب العناصر فيه.

- كيف رُتبت العناصر في الجدول الدروي؟
- اشرح،كيف يتم تحديد الدورة، والمجموعة في الجدول الدوري؟
- كم عدد المجموعات الرئيسة، والدورات في الجدول الدوري؟

والآن بعد أن عرفت الجدول الدروي، وترتيب العناصر في المجموعات والدورات سوف تتعرف على عناصر المجموعة الرئيسة الأولى التي تعرف بفلزات الأقلاء ،

وهذه المجموعة تضم العناصر الآتية : تسمى عناصر المجموعة الرئيسة الأولى عناصر الأقلاء (The Alkaline Metals) وذلك، لأنها تتكون من هيدوركسيدات قلوية قابلة للذوبان في الماء. ويأتي ترتيب هذه العناصر في الجدول الدوري بعد ترتيب عناصر الغازات الخاملة (المجموعة الرئيسة الثامنة IIIVA) مباشرة أي بعد كل غاز خامل يأتي عنصر واحد من عناصر الأقلاء بعد غاز خامل وهكذا، ويستمر هذا الترتيب في الجدول الدوري، ولابد من الإشارة إلى أن وجود هذه العناصر في مجموعة واحدة كان بسبب تشابه خواصها العامة، حيث تتدرج هذه الخواص بزيادة العدد الذري في الخمسة العناصر الأولى من هذه المجموعة.

المجموعة	الرمز
الليثيوم	Li
الصوديوم	Na
البوتاسيوم	K
الربيديوم	Rb
السيزيوم	Cs
الفرانسيوم	Fr

جدول (١) فلزات الأقلاء

تحتوي كل ذرة من ذرات هذه العناصر على إلكترون واحد في مستوى الطاقة الخارجي (S) وثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة قبل الخارجي، ماعدا الليثيوم.

- وضح بالرسم التوزيع الإلكتروني لكل ذرة من ذرات هذه العناصر على ضوء دراستك للتوزيع الإلكتروني للذرات (بعد أن عرفت العدد الذري في كل عنصر من عناصر هذه المجموعة.
- كم عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لكل ذرة؟
- ما وجه الشبه بين ذرات هذه العناصر؟

تلاحظ أن: عناصر هذه الذرات تتشابه في ما بينها في كثير من الأمور مثل: التكافؤ والنشاط والخواص الكيميائية.

تعتبر ذرات هذه العناصر من أنشط الذرات في الجدول الدوري وذلك بسبب سهولة فقدها للإلكترون الوحيد في المستوى الخارجي لكل ذرة لتكّون كلاً منها أيوناً موجباً أحادياً كالآتي :

$$(Fr^{+} , \quad Cs^{+} , \quad Rb^{+} , \quad K^{+} , \quad Na^{+} , \quad Li^{+})$$

وتوزيع الإلكترونات في كل أيون من هذه الأيونات يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز الخامل الذي يسبق العنصر في الجدول الدوري، وهذا يعلل سبب درجة الثبات العالية لأيونات فلزات الأقلاء.

- ارسم التوزيع الإلكتروني لأيوني الليثوم، والبوتاسيوم.
- كم عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي لكل أيون؟
- قارن عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي لكل من: أيون الليثيوم، وأيون الصوديوم، وأيون البوتاسيوم بذرات عناصر الغازات الخاملة: الهيليوم، النيون، الأرجون.

يزداد ميلُ هذه العناصر لفقد إلكترون التكافؤ كلما كبر حجم الذرة، أي كلما زاد بعد الإلكترون عن النواة وعليه فإن النشاط الكيميائي لعناصر هذه المجموعة يزداد بزيادة العدد الذري فالسيزيوم بعتبر من أنشط عناصر المجموعة ويكون الليثيوم أقل هذه العناصر نشاطاً. ونظراً لنشاطها الكيميائي العالي فإنها لا توجد منفردة في الطبيعة بل متحدة مع عناصر أخرى على هيئة مركبات أو خامات، وعليه تعتبر عناصر فلزات الأقلاء أنشط الفلزات في الجدول الدوري بشكل عام.

تزداد الخواص الفلزية لعناصر الفلزات الأقلاء في الجدول الدوري أيضاً من أعلى إلى أسفل، حيث أن لها لمعان وبريق معدني، وكلها صلبة في درجات الحرارة العادية ماعدا السيزيوم كما أن لها خاصية توصيل عالية للحرارة والكهرباء، ولكن لكل منها بالمقابل درجة انصهار، ودرجة غليان منخفضة، وكثافة كل عنصر منها أقل من كثافة الماء، وجميعها تتفاعل بشدة مع الماء ؛ لتكوين هيدروكسيد الفلز ويتصاعد غاز الهيدروجين كما في المعادلة الآتية:

فلز + ماء ⟵ هيدروكسيدالفلز + غاز الهيدروجين

وعند التعويض بأي فلز من فلزات الأقلاء في المعادلة وليكن الصوديوم مثلاً فإن التفاعل يكون على النحوالآتي :

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

وفيما يأتي جدولاً تفصيلياً يوضح الخواص العامة لفلزات الأقلاء وتدرج هذه الخواص بزيادة العدد الذري في الخمسة العناصر الأولى من هذه المجموعة .

من خلال الجدول (٢) الذي يبين الخواص الفلزية لعناصر المجموعة الرئيسة الأولى اكتب تقريراً تقارن فيه بين هذه العناصر من حيث الخواص المدونة في الجدول، وقدمه لمدرسك ثم ناقشه مع زملائك في الصف .

العنصر / الخواص ورمزه	الليثيوم Li	الصوديوم Na	البوتاسيوم K	الربيديوم Rb	السيزيوم Cs
العدد الذري	٣	١١	١٩	٣٧	٥٥
الوزن الذري	٦,٩٤	٢٢,٩٩٠٠	٣٩,٠٨٩	٨٥,٤٧	١٣٢,٩٠٥
نصف قطر الذرة $\mathring{A}$	١,٢٣	١,٥٧	٢,٠٣	٢,١٦	؟؟
نصف قطر الأيون $\mathring{A}$	٠,٦٠	٠,٩٥	١,٢٣	١,٤٨	١,٦٩
درجة الانصهار (م)	١٧٩	٩٧,٥	٦٣,٧	٣٩,٠	٢٨,٥
درجة الغليان (م)	١٣٣٦	٨٨٠	٧٦٠	٧٧٠	٦٧٠
الكثافة (جم / سم٣)	٠,٥٣٤	٠,٩٧١	٠,٨٦	١,٥٣	١,٨٧
لون أيون العنصر في لهب بنزن	أحمر	أصفر	بنفسجي	أحمر	أزرق

جدول (٢)

بعد معرفة الخواص الفلزية لهذه المجموعة (عناصر الأقلاء) تم استخدامها في كثير من الحاجات اليومية، فمن خلال معرفة ما تعطي هذه الفلزات وأملاحها من الألوان في لهب بنزن غير المضيء، فهذه الخاصية استغلت في صنع مصابيح الصوديوم المستخدمة في إنارة الشوارع؛ حيث توضع كمية صغيرة من الصوديوم مثلاً في أنابيب النيون، فتشيع المصابيح ضوءاً أصفر قوياً له القدرة على اختراق الضباب .

بخاصية منفردة عن المجموعة كلها يتميز السيزيوم بحساسية خاصة للضوء فنظراً لنشاطه الكيميائي العالي فإن إلكترون التكافؤ يمكن أن يترك الذرة حتى تحت تأثير الضوء لذا فإنه يستعمل هذا العنصر في الخلايا الكهروضوئية التي تحول الطاقة الضوئية مباشرة إلى طاقة كهربائية .

للخلايا الكهروضوئية (Photoelectric Cell) استعمالات عدة في أجهزة التلفاز وفي آلات قياس الضوء اللازمة لآلات التصوير وكذا في أبواب المحلات التجارية والفنادق والبنوك التي تفتح تلقائياً عند الاقتراب منها إلى آخر ذلك من الاستعمالات.

بعد معرفتنا لبعض الخواص الفيزيائية والكيميائية لعناصر المجموعة الرئيسة الأولى، لابد من دراسة أحد عناصرها وبعض مركباته كنموذج لهذه المجموعة دراسة تفصيلية وليكن هذا العنصر هو الصوديوم.

الصوديوم

الصوديوم، هو أحد عناصر المجموعة الرئيسة الأولى (IA)، وقد عرفت عنه الكثير من خلال دراستك السابقة.

- حدد موقع الصوديوم في الجدول الدوري.
- ارسم ذرة الصوديوم موضحاً فيه عدد مستوياتها والتوزيع الإلكتروني في هذه المستويات.
- ما تكافؤ الصوديوم؟

والصوديوم من العناصر التي لا توجد في الطبيعة بشكل منفرد على الاطلاق وإنما يكون متحداً مع أحد مركباته.

- لماذا لا يوجد الصوديوم في الطبعة بشكل منفرداً؟

ومن مركبات الصوديوم وأهمها ما يأتي:

١ – كلوريد الصوديوم ($NaCl$) أو ملح الطعام.

٢ – ملح باورد شيلي وهو عبارة عن نترات الصوديوم ($NaNO_3$).

٣ – كربونات الصوديوم (Na_2CO_3).

٤ – بيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$).

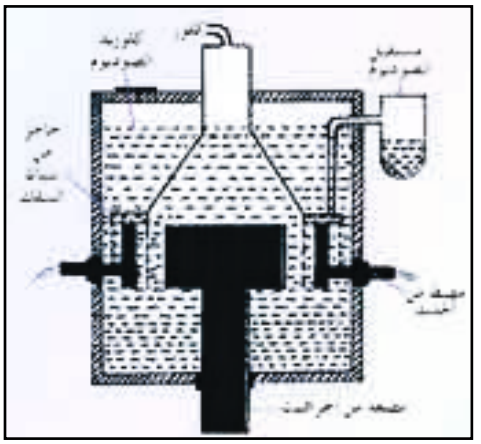
وسنتعرف على هذه المركبات بالتفصيل.

تحضير الصوديوم:

يحضر الصوديوم في الصناعة من مركباته وأهمها ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) باستخدام خلية دونز التي تتكون من صندوق من الحديد مبطن بالطوب الحراري والذي يوجد بداخله ساق من الجرافيت تبرز من قاع الصندوق (قاع الخلية). هذه الساق تعمل كمصعد، أما المهبط فهو اسطوانة من الحديد محاطة بشبكة معدنية، حيث تسمح هذه الشبكة بمرور التيارالكهربائي. كما في الشكل الآتي.

خلية دونز لتحضير الصوديوم :

عند مرور التيار الكهربائي في خلية دونز تتجة أيونات الكلورايد نحو المصعد وتتأكسد هذه الأيونات إلى كلور الذي يتجمع حول المصعد ويخرج من فتحة أعلى المصعد (انظر الرسم شكل ١).



شكل (١)تركيب خلية دونز

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

يتجمع الكلور على المصعد $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

أما أيونات الصوديوم فتتجه نحو المهبط وتختزل إلى الصوديوم الذي يتجمع داخل الشبكة التي تسمح بمرور التيار الكهربائي وتمنع اختلاط الصوديوم مع الكلور. هذا الصوديوم يكون مصهوراً يطفو في حجرة خاصة ويخرج منها من فتحة جانبية (انظر الرسم).

$$2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$$

خواص الصوديوم:

ستلاحظ من خلال التجارب التي تم تنفيذها ما يأتي:

١ – الصوديوم فلز، لينٌ جداً، وقابلٌ للطرق والسحبُ وله بريق فلزي إذا قُطع حديثاً، ولكنه يفقد بريقه بسرعة؛ وذلك لنشاطه الكيميائي الكبير؛ حيث يتحد مع الأكسجين الموجود في الهواء مكوناً أكسيد الصوديوم.

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$

وهوموصل جيد للحرارة والكهرباء.

– ما كثافة الصوديوم؟ (انظر الجدول) ستجد أن كثافة الصوديوم = ٠,٩٧١ جم/سم^3 و هي أقل من كثافة الماء.

٢ – ينصهر فلز الصوديوم إلى سائل فضي إذا سخن بمعزل عن الهواء .

– ما درجة انصهار الصوديوم؟ (انظر الجدول ٢).

– يغلي فلز الصوديوم معطياً بخاراً لونه أرجواني.

– ما درجة غليان الصوديوم؟ (انظر الجدول ٢) .

٣ – يتفاعل فلز الصوديوم بسهولة وذلك نظراً لنشاطه الكيميائي؛ نتيجة لسهولة نزع إلكترونه الوحيد من مستواه الخارجي (3S) .

أ – يتفاعل مع الماء ليعطي هيدروكسيد الصوديوم :

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

ب– يتفاعل الصوديوم مع الأكسجين معطياً أول أكسيد الصوديوم :

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$

جـ– يتحد الصوديوم مع الكلور مكوناً كلوريد الصوديوم :

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

٤ – الصوديوم عامل مختزل قوي يفقد الكترون تكافؤه بسهولة .

استخدامات الصوديوم :

للصوديوم استخدامات كثيرة، ومن هذه الاستخدامات :

١ – يستخدم كعامل مختزل قوي في تحضير بعض الفلزات، وفي التعدين .

٢ – يستخدم في صناعة بعض الأصباغ، والأدوية، والروائح .

٣ – يستخدم في تحضير رباعي إيثيل الرصاص الذي يضاف إلى وقود السيارات . وفي تحضير بعض المركبات مثل فوق أكسيد الصوديوم وسيانيد الصوديوم ؛ حيث يستخدم سيانيد الصوديوم في تنقية الذهب .

٤ – يستخدم الصوديوم السائل كحامل للحرارة من داخل المفاعلات النووية إلى الخارج ويستغل في توليد البخار، وتشغيل الآلات .

٥ – يستخدم الصوديوم في تحضير بعض السبائك الهامة .

٦ – يستخدم في صناعة المطاط المسمى بمطاط البونا .

مركبات الصوديوم :

عرفت أن فلز الصوديوم لايوجد منفرداً في الطبيعة ولكنه يوجد في مركباته، وأهم هذه المركبات التي سندرسها بالتفصيل هي :

أولاً: كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) NaCl .

يوجد كلوريد الصوديوم بشكل غير نقي في الطبيعة وفي مناطق كثيرة. من العالم وفي بلادنا يوجد في محافظة شبوة، ومنطقة الصليف بمجافظة الحديدة ويعرف هذا الملح باسم: الملح الصخري الذي يحتوي على الشوائب العالقة به.

ويعتبر الملح الصخري المستخرج من هاتين المنطقتين على درجة كبيرة من النقاوة تؤهله للاستعمال في الطعام دون تنقية إضافة إلي استخدامه في بعض الصناعات وفي تجفيف وحفظ الأسماك.

كما يوجد كلوريد الصوديوم في مياه البحار والمحيطات، والبحيرات المغلقة، ويستخرج بكميات كبيرة بطريقة البخر وتجميع الملح في أحواض خاصة كما هو الحال في محافظة عدن وحيث يصدر إلى الخارج بعد عملية التجميع وعادة مايكون هذا الملح محتوياً على بعض الشوائب المختلفة مثل: $MgCl_2$ و $CaCl_2$. كما يوجد كلوريد الصوديوم متأيناً حتى في الحالة الصلبة (Na^+ Cl^-)

خواص كلوريد الصوديوم:

- كلوريد الصوديوم ذو بلورات مكعبة وشفافة.
- ينصهر عند درجة: (٨٠٤)مْ
- يغلي مصهورة عند درجة: (١٤١٢)مْ
- كلوريد الصوديوم النقي لايتميع إذا عرض للهواء الجوي.

استخدامات كلوريد الصوديوم:

- يعتبر كلوريد الصوديوم مكوناً أساسياً من مكونات الطعام ؛ لهذا سمي بملح الطعام، حيث يكسبه طعماً مميزاً إذْ لا يخلو أي طعام من هذا الملح. وتتوقف عمليات الهضم وكثيرٌ من وظائف الجسم على وجوده في الدم وفي أنسجة الجسم.
- يستخدم كلوريد الصوديوم في حفظ الأطعمة بطريقة التمليح.
- يستخدم كلوريد الصوديوم في الصناعات الهامة، مثل صناعة الصوديوم، وصودا الكاوية، صودا الغسيل، والكلور، وهيبوكلورايت الصوديوم، وحمض الهيدروكلوريك.
- يدخل كلوريد الصوديوم في استعمالات كثيرة في الحياة وفي مجالات الصناعة، والطب، والزراعة، والإنتاج الحيواني.
- يدخل كلوريد الصوديوم في صناعة الفخار والتعدين، وفي الاستعمالات اليومية في البيوت.

ثانياً : هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية (NaOH).

هيدروكسيد الصوديوم أحد مركبات الصوديوم المهمة في الحياة اليومية.

– كيف يحضر مركب هيدروكسيد الصوديوم؟

للإجابة على هذا السؤال نتبع ما يأتي:

أ – تحضير هيدروكسيد الصوديوم في الصناعة:

يحضر هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية) في الصناعة بالتحليل الكهربائي لمحلول مشبعٍ من كلوريد الصوديوم (NaCl) وذلك باستخدام خلية تسمى (خلية كلنرسولفاي) وهذه الطريقة اقتصادية؛ حيث ينتج عنها غازي الكلور والهيدروجين في نفس الوقت الذي يحضر فيها إنتاج هيدروكسيد الصوديوم كما في المعادلة الآتية:

$$2NaCl + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$$

ب– خواص هيدروكسيد الصوديوم:

كي نتعرف على خواص هذا المركب عليك القيام بالتجارب الموجودة في كتيب التجارب المرفق بهذا الكتاب:

من خلال التجارب التي تم تنفيذها ستلاحظ أن هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية) يتميز بأنه:

– مادة صلبة بيضاء لها تأثير كاوٍ على الجلد.

– سريعة الذوبان في الماء، وتنبعث حرارة أثناء الذوبان، وتنصهر عند درجة (٣١٨°م)، والمحلول له تأثير على ورقة دوار الشمس فهي تغير لونها.

هذا ما سوف تشاهده في التجربة رقم (١).

– للصودا الكاوية تأثير متلف على الصوف، والحرير، والورق.

– عند تعرض الصودا الكاوية للجو فإنها تمتص بخار الماء وتتميع.

وهذا ما سوف تشاهده في التجربة رقم (٢).

– لها تأثير قوي على بعض الفلزات فهي تتفاعل معها ويتصاعد عن هذا التفاعل غاز الهيدروجين وهذا ماشهدناه في التجربة رقم (٣).

– عند إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى كل من محلول كبريتات النحاس وكلوريد الحديد (II)، ونترات الفضة يتكون راسب ذو لون معين في كل منهم.

وهذا ما سوف تشاهده في التجربة رقم (٤) .

– يتفاعل هيدروكسيد الصوديوم مع كلوريد الأمنيوم (NH_4Cl) الصلب بالتسخين فيتصاعد غاز النشادر .

هذا ما سوف تشاهده في التجربة رقم (٥) .

– تتفاعل الصودا الكاوية مع كلوريد الهيدروجين فتعطي كلوريد الصوديوم

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

تتفاعل الصودا الكاوية مع كثير من اللافلزات مثل : الكلور، والسيلكون، والكبريت، والفوسفور، فتكون مركبات مختلفة .

فمع الكلور مثلاً يتكون مركب هيبوكلوريت ($NaOCl$) وكلورات الصوديوم ($NaClO_3$) حسب المعادلتين الآتيتين :

$$\underset{\text{(محلول مخفف بارد)}}{2NaOH} + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{(هيبوكلوريت)}}{NaOCl} + NaCl + H_2O$$

$$\underset{\text{(محلول مركز ساخن)}}{6NaOH} + 3Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{(كلورات الصوديوم)}}{NaClO_3} + 5NaCl + 3H_2O$$

جـ– استخدامات الصودا الكاوية :

للصودا الكاوية استخدامات في كثير من الصناعات؛ حيث تدخل في صناعة الصابون، والورق، والمنسوجات المختلفة، والحرير الصناعي، والأصباغ (البويات)، والمطاط، والبترول، والمفرقعات والأدوية . وفي المختبرات والمعامل المدرسية .

ثالثاً : كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) :

أ – تحضيرها :

تحضر كربونات الصوديوم في الصناعة من خلال معالجة محلول مركز من كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) في الماء بإمرار غاز الأمونيا على المحلول حتى يتشبع بعد ذلك يمرر فيه تيار من غاز ثاني أكسيد الكربون حتى تتكون كربونات الأمنيوم التي تتفاعل مع كلوريد الصوديوم مكونة بيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) وهذه الأخيرة شحيحة الذوبان في الماء وتترسب في قاع برج التحضير ثم تسخن فتتحلل إلى كربونات الصوديوم وماء وثاني أكسيد الكربون (هذه الطريقة تسمى طريقة سولفاي لتحضير كربونات الصوديوم ومعادلات التفاعل على النحو الآتي :

1- $NH_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow NH_4HCO_3$

2- $NH_4HCO_3 + NaCl \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$

3- $2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$

وطريقة سولفاي تتميز بمثاليتها حيث إن جميع موادها رخيصة، وأن كل نواتجها الأولية والثانوية لها قيمة تجارية.

ب- خواص كربونات الصوديوم:

لكربونات الصوديوم خواص يمكنك التعرف عليها من خلال التجارب الموجودة في كتيب التجارب المرفق بهذا الكتاب. وهي:

- كربونات الصوديوم تذوب في الماء ومحلولها قلوي التأثير؛ لأنه يكّون هيدروكسيد الصوديوم:

$$Na_2CO_3 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2CO_3$$

- تتفاعل كربونات الصوديوم مع الأحماض، وينتج عن هذا التفاعل ملح وماء، وثاني أكسيد الكربون ويكون التفاعل مصحوباً بفوران.

وهذا ما سوف تشاهده في التجربة رقم (١).

- تتفاعل كربونات الصوديوم مع محلول كبريتات الماغنسيوم. أو نترات الفضة فيتكون راسبٌ أبيض لكل من المحلولين: الأول كربونات الماغنسيوم والثاني: كربونات الفضة على الترتيب.

وهذا ما سوف تشاهده في التجربتين رقم (٢) ، (٣) حسب المعادلتين الكيميائيتين التاليتين للتفاعل:

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow \underset{\text{راسب أبيض}}{MgCO_3\downarrow} + Na_2SO_4$$

$$2AgNO_3 + 2NaCO_3 \rightarrow \underset{\text{راسب أبيض}}{Ag_2CO_3\downarrow} + 2NaNO_3$$

- عند تُعرِّض محلول من كربونات الصوديوم للهواء الجوي أو عند إمرار غاز ثاني أكسيد الكربون على المحلول فإنه يتكون بيكربونات الصوديوم. والمعادلة الكيميائية لهذا التفاعل هي:

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow 2NaHCO_3$$

جـ- استخدامات كربونات الصوديوم:

تستخدم كربونات الصوديوم في صناعة الصابون، ومساحيق التنظيف، صناعة الزجاج، والورق، وفي صناعة الأنسجة المختلفة وأهم استخداماتها في إزالة عسر الماء.

رابعاً : بيكربونات الصوديوم ($NaHCO_3$) .

وهي أيضاً من مركبات الصوديوم الهامة:

أ- تحضيرها:

- تحضر بيكربونات الصوديوم في المختبر المدرسي وذلك بإمرار غاز ثاني أكسيد الكربون في محلول مشبع وبارد من الصودا الكاوية ($NaOH$) :

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$$

- كما تحضر في الصناعة بطريقة سولفاي التي تستخدم لتحضير صودا الغسيل وهي تعتبر كناتج أولي لهذه الطريقة.

ب- خواصها:

من خواص بيكربونات الصوديوم أنها:

- تفقد ثاني أكسيد الكربون، والماء عند درجة حرارة (١٠٠ْم) فتتحول إلى كربونات.

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

- تتفاعل البيكربونات مع الأحماض وينتج عن هذا التفاعل ملح الحمض وماء ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون.

$$NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$$

جـ- استخداماتها:

تستخدم بيكربونات الصوديوم عند عمل الخبز والمعجنات في شكل مسحوق يسمى (Baking Powder) وذلك عندما يوضع العجين على النار، حيث تفقد البيكربونات غاز ثاني أكسيد الكربون الذي يساعد في نفخ العجين . مما يعطي طعماً سائغاً وسهولةً في المضغ.

- تستخدم البيكربونات في دباغة الجلود، وفي أجهزة إطفاء الحريق، كما تستخدم طبياً في إزالة حموضة المعدة.

تقويم الوحدة

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على الإجابة عن الأسئلة الآتية:

١ – اذكر عناصر المجموعة الرئيسة الأولى في الجدول الدوري لعناصر.

٢ – استنتج سبب تسمية هذه العناصر بعناصر الفلزات الأقلاء.

٣ – وضح بالرسم التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية:

الصوديوم Na^{11}، البوتاسيوم K^{19}، السيزيوم Cs^{55}.

٤ – بين السبب في عدم وجود عناصر الفلزات الأقلاء منفردة في الطبيعة.

٥ – علل ما يأتي:

أ – إذا عرضت قطعة من الصوديوم مدة للجو فإنها تغطي بطبقة بيضاء.

ب– تعكير ماء الجير عند إمرار غاز ثاني أكسيد الكربون فيه.

جـ– يستخدم فلز الصوديوم في عمليات التعدين.

٦ – وضح كيف يحضر كل من المركبات الآتية في الصناعة:

الصوديوم، هيدروكسيد الصوديوم، كربونات الصوديوم مبيناً للتفاعلات بالمعادلات الكيميائية إذا لزم الأمر.

٧ – اشرح تجربتين توضح فيهما خواص كربونات الصوديوم. مدعماً الشرح بالمعادلات الكيميائية الموزونة.

٨ – وضح طريقة سولفاي لتحضير كربونات الصوديوم. بين ذلك بمعادلات التفاعل الموزونة.

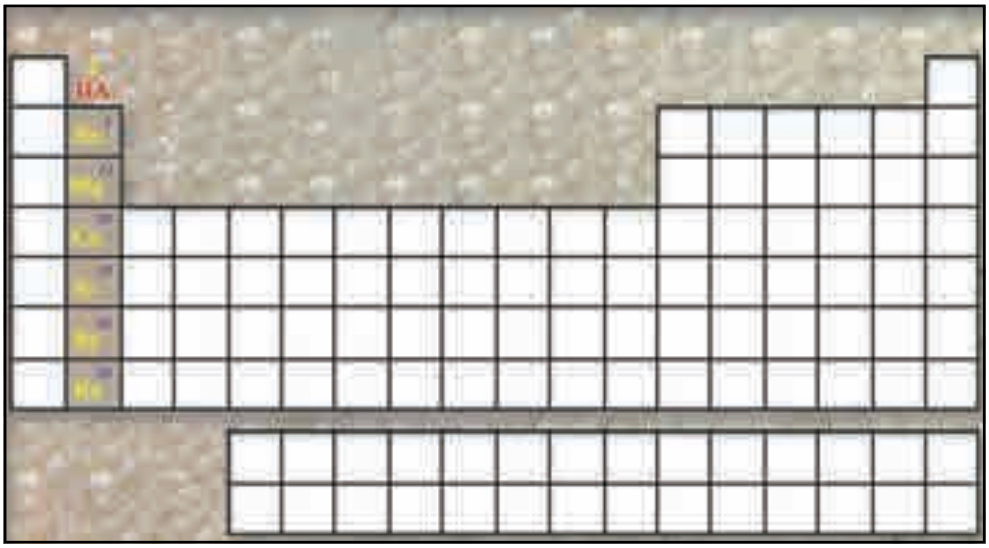
٩ – اذكر أهمية كلوريد الصوديوم في الصناعة.

١٠– ما مركبات الصوديوم الهامة وما رمز مركبات من هذه المركبات؟

١١– قارن بين خواص عناصر المجموعة الرئيسة الأولى من حيث العدد الذري، الوزن الذري، درجة الغليان، درجة الانصهار.

الوحدة السادسة

عناصر المجموعة الرئيسة الثانية (IIA)



الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – تبين موقع عناصر المجموعة الرئيسة الثانية في الجدول الدوري للعناصر .

٢ – تستنتج سبب تسمية هذه العناصر بعناصر الأقلاء الأرضية .

٣ – تقارن بين خواص هذه المجموعة .

٤ – تبين سبب عدم وجود هذه العناصر بصورتها الحرة في الطبيعة .

٥ – تميز بين عناصر المجموعتين الرئيسيتين الأولى (IA) والثانية (IIA) .

٦ – تشرح كيف يحضر الكالسيوم في الصناعة .

٧ – تحدد بعض خواص مركبات الكالسيوم الهامة .

درست الجدول الدوري وعرفت بعض العناصر التي رتبت فيه.

- ما الأساس الذي رتبت عليه عناصر الجدول الدوري الحديث؟
- أين موقع كل عنصر من عناصر المجموعة الرئيسة الثانية؟
- ما أسماء هذه العناصر؟
- ما تكافؤها؟

عناصر المجموعة الرئيسية الثانية (IIA):

- ما معنى كلمة الأقلاء؟
- ولماذا سميت بهذا الاسم؟

كلمة أقلاء مأخوذة من كلمة قلوي.

- ما معنى كلمة قلوي؟
- سجل إجابتك في كراستك.

المجمـــوعة	الرمز
البريليوم	Be^{4}
الماغنسيوم	Mg^{12}
الكالسيوم	Ca^{20}
الاسترانشيوم	Sr^{38}
الباريوم	Ba^{56}
الراديوم	Ra^{88}

جدول (١) فلزات الأقلاء الأرضية

سميت عناصر هذه المجموعة بالفلزات القلوية الأرضية لأن هيدروكسيداتها تتميز بخواص قلوية واضحة وبالأرضية لأنها توجد على سطح الأرض. وهذا ينطبق على العناصر الخمسة الأولى باستثناء العنصر السادس الراديوم في هذه المجموعة فهو عنصر مشع نادر الوجود، ويوجد بكميات قليلة جداً في خام اليورانيوم وعليه سنستثني هذا العنصر عند دراسة هذه المجموعة.

- ترى ما عدد إلكترونات المستوى الخارجي في كل ذرة؟ هذه الإلكترونات هي التي تحدد تكافؤ كل ذرة.

من دراستك للتوزيع الالكتروني للذرات.

- وضح بالرسم التوزيع الإلكتروني لكل ذرة من هذه الذرات في هذه المجموعة بعد أن عرفت العدد الذري لها، وبين الآتي:
- عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لكل ذرة.
- أوجه الشبه بين ذرات هذه العناصر.

أجب عن الأسئلة أعلاه مسجلاً ذلك في كراستك ثم خطط جدولاً كالجدول (٢)، وسجل فيه ما توصلت إليه.

العنصر	رمزه	العدد الذري	عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي	تكافؤه
البريليوم		٤		
الماغنسيوم		١٢		
الكالسيوم		٢٠		
الاسترانشيوم		٣٨		
الباريوم		٥٦		
الراديوم		٨٨		

جدول (٢)

– يعمل مستوى الطاقة قبل الخارجي المحتوي على ثمانية إلكترونات كما هو الحال في الغازات الخاملة كحاجز يقلل من قوة الجذب بين الإلكتروني التكافؤ. مما يسهل للفلز التخلص من هذين الإلكترونين مكوناً أيونات موجبة ثنائية الشحنة كما يأتي :

$(Ra^{++}, Ba^{++}, Sr^{++}, Ca^{++}, Mg^{++}, Be^{++})$

والتوزيع الإلكتروني لهذه الأيونات يشبه التوزيع الإلكتروني للغازات الخاملة التي تسبقها.

– ارسم التوزيع الإلكتروني لأيون البريليوم، الماغنسيوم والكالسيوم.

– قارن بين عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي للأيونات بذرات عناصر الغازات الخاملة.

خواص هذه المجموعة:

– من خلال النظرة الأولى لترتيب هذه العناصر نجد أن نشاطها الكيميائي يزداد تدريجياً من العنصر الأول في المجموعة وهو البريليوم وحتى آخر عنصر فيها وهو الراديوم.

– نظراً لميلها الكبير للتأكسد فهي تصدأ بسرعة إذا تعرضت للهواء الجوي، ويتغطى سطحها الفضي بطبقة من الأكسيد توقف سرعة تأكسد ماتحت هذه الطبقة خاصة في عنصري البريليوم والماغنسيوم.

– تحترق فلزات الأقلاء الأرضية في الأكسجين بتوهج مكونة أكسيد الفلز كما في معادلة التفاعل الآتية:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

أما الباريوم وهو العنصر الخامس في المجموعة فهو يكوِّن مع الأكسجين فوق أكسيد الباريوم (BaO_2)

- لماذا عنصر الباريوم يختلف عن بقية العناصر في تكوين ناتج التفاعل؟
- سجل ملاحظتك في كراستك.
- تحترق هذه العناصر في جو من ثاني أكسيد الكربون فيتكون أول أكسيد الفلز حسب معادلة التفاعل الآتية:

$$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$$

- عناصر المجموعة الرئيسية الثانية لا توجد في الطبيعة بصورتها الفلزية، وذلك لنشاطها الكيميائي. ولكن توجد متحدة بعناصر أخرى مكونة مركبات.
- أيونات فلزات هذه المجموعة ذات الشحنتين الموجبتين لها ميل شديد للاتحاد مع الأيونات السالبة برباط أيوني لتكوين أملاح هذه الفلزات.
- تزداد القوة القاعدية للهيدروكسيد بزيادة العدد الذري للفلز فهيدروكسيد البريليوم ذو قاعدة ضعيفة جداً وله خواص مترددة. أما هيدروكسيد الباريوم فهو قاعدة قوية تعادل في قوتها هيدروكسيد الصوديوم.
- تتحلل كربونات ونيترات هذه الفلزات (فلزات الأقلاء الأرضية) بسهولة بالتسخين إلى أكاسيد.

الخواص الفيزيائية:

فيما يلي إليك الجدول أدناه يحتوي على بعض الخواص الفيزيائية لبعض العناصر. بمساعدة مدرسك قم بملء هذا الجدول وسجل ذلك في كراستك.

العنصر / الخواص / رمزه	البريليوم	الماغنسيوم	الكالسيوم	الاسترانشيوم	الباريوم
	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
العدد الذري			٢٠		٥٦
الوزن الذري		٢٤,٣٠		٨٧,٦٢	
قطر الذرة (nm)	٠,١١١		٠,١٩٧		
قطر الأيون (nm)		٠,٠٦٥			٠,١٣٥
درجة الانصهار (م°)	١٢٨٥		٨٤٥		
درجة الغليان (م°)			١٤٢٠		١٦٤٠
الكثافة (جم / سم٣)		١,٧٤		٢,٦٠	
لون أيون العنصر في لهب بنزن	-	-	أحمر	أحمر طوبي	أخضر تفاحي

جدول (٣)

يلاحظ من الجدول (٣) أن خواص هذه المجموعة تتدرج بشكل عام من العنصر الأول (البريليوم) وحتى العنصر الخامس (الباريوم) .

- جميع عناصر المجموعة الثانية (IIA) عناصر خفيفة وذات خواص فلزية واضحة وبها بريق معدني، وهي أكثر من فلزات الأقلاء . . .
- قارن بين خواص هذه المجموعة والمجموعة الرئيسة الأولى مستفيداً من الجدولين المحددين للخواص الفلزية لهما .
- اكتب تقريراً توضح فيه تدرج خواص هذه المجموعة وقدمه لمدرسك بعد مناقشته مع زملائك في الصف .

بعد معرفة بعض المعلومات العامة عن عناصر هذه المجموعة (IIA) والتي تعرف (بعناصر الأقلاء الأرضية) سنتعرف بشيء من التفصيل لأحد عناصرها وهو الكالسيوم .

الكالسيوم

عرفت أن عنصر الكالسيوم وهو أحد عناصر المجموعة الرئيسة الثانية .

- حدد موقعه في الجدول الدوري للعناصر .
- ما رمزه؟
- ما ترتيب هذا العنصر في مجموعته .
- ارسم في كراستك ذرة الكالسيوم موضحاً فيها :
  - توزيع الإلكترونات على مستوياتها .
  - عدد هذه المستويات .
- ما تكافؤ الكالسيوم؟

وجود الكالسيوم في الطبيعة :

لا يوجد الكالسيوم في الطبيعة بصورة منفردة .

- كيف يوجد هذا العنصر في الطبيعة؟
- ما سبب ذلك؟

تعتبر خامات الكالسيوم أكثر عناصر المجموعة الرئيسة الثانية انتشاراً في القشرة الأرضية . ومن خاماته :

١ – أكسيد الكالسيوم ويسمى (الجير الحي) ورمزه (CaO) .

٢ – هيدروكسيد الكالسيوم ويسمى (الجير المطفأ) ورمزه $Ca(OH)_2$.

٣ – كربونات الكالسيوم وتسمى (الحجر الجيري) ورمزه ($CaCO_3$).

٤ – كبريتات الكالسيوم ورمزه ($CaSO_4$).

٥ – فلوريد الكالسيوم ويسمى (الفلورسبار) ورمزه (CaF_2).

تحضير الكالسيوم:

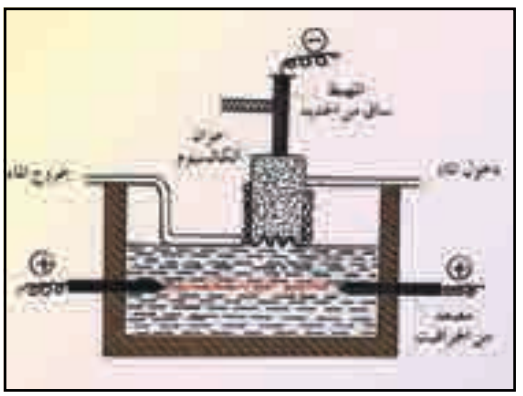
يحضر فلز الكالسيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الكالسيوم اللامائي عند درجة ٧٠٠°م.

فكيف تتم هذه العملية؟

– لاحظ الجهاز المبين في الشكل (١). ويتكون من بوتقة كبيرة من الجرافيت أو فرن مبطن منه يعمل كمصعد.

– يصهر كلوريد الكالسيوم بعد خلطه بقليل من فلوريد الكالسيوم في الفرن أو البوتقة.

– المهبط ساق من الحديد يلامس طرفها سطح المصهور كما في الشكل (١).



شكل (١)

كيف يتم التحليل الكهربائي؟

– عند مرور التيار الكهربائي في المصهور تتجه أيونات الكلور نحو المصعد حيث يتصاعد غاز الكلور ويجمع.

– يتحرر الكالسيوم عند المهبط وتترسب على طرفه الذي يرفع ببطء تدريجياً من السائل. وفي الوقت نفسه تتكون اسطوانة غير منتظمة من الفلز، يزداد طولها تدريجياً كلما ارتفع المهبط.

$$CaCl_2 \xrightarrow{\text{تحليل كهربائي}} Ca^{++} + 2Cl^-$$

اختزال عند المهبط: $Ca^{++} + 2e^- \xrightarrow{\text{تحليل كهربائي}} Ca$

أكسدة عند المصعد: $2Cl^- \xrightarrow{\text{تحليل كهربائي}} Cl_2\uparrow + 2e^-$

وبهذا التحليل الكهربائي نحصل على فلز الكالسيوم نقاوته ٨٥٪، ولزيادة تنقيته يصهر في جو من غاز الأرجون أو يقطر في فراغ.

خواص الكالسيوم:

- اطلب من مدرسك أن يريك فلز الكالسيوم في المعمل المدرسي.
- ما لون هذا الفلز؟
- اقطع منه قطعة صغيرة، كيف تم قطع هذه القطعة الصغيرة؟
- هل به بريق معدني؟
- عرِّض هذه القطعة الصغيرة للهواء الجوي الرطب.
- ماذا حصل لسطحها الخارجي؟
- اتركها فترة معرضة للهواء. ماذا حصل لها؟

معادلات التفاعل كما يأتي:

1) $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$

2) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

3) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

سجل ما تلاحظه على قطعة الكالسيوم مستعيناً بالمعادلات الكيميائية أعلاه.

- ذوِّب قطعة كالسيوم في الماء البارد.
- ماذا تلاحظ؟
- ما الغاز المتصاعد أثناء التفاعل؟

المعادلة الكيميائية كما يأتي:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

يتفاعل الكالسيوم مع الأحماض المختلفة، وفي حمض الهيدروكلوريك يتكون كلوريد الكالسيوم والهيدروجين.

$$Ca + 2HCl \rightarrow \text{.....} + \text{.....}$$

- اكمل معادلة التفاعل.
- سجل ذلك في كراستك.

ما الفائدة من فلز الكالسيوم، وما استخداماته؟

يستخدم الكالسيوم في:

١ – تجفيف بعض المواد العضوية مثل الكحول.

٢ – إزالة آثار الهواء من الأجهزة التي يراد تفريغها تماماً .

٣ – فصل الأرجون عن النيتروجين .

٤ – صناعة هيدروكسيد الكالسيوم الذي هو مصدر الهيدروجين المستخدم في المناطيد .

حسب المعادلة الكيميائية الآتية :

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

(هيدريدالكالسيوم) (هيدروجين)

٥ – صناعة كبريتيدالكالسيوم (CaS) الذي يدخل في صناعة مبيدات حشرات أشجار الفاكهة وفي الدهانات المضيئة وإزالة الشعر عن جلد الحيوان .

مركبات الكالسيوم

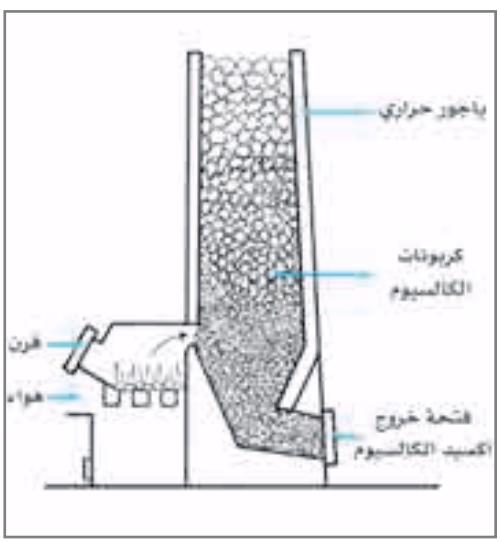
أولاً : أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) صيغته (CaO)

تحضيره في الصناعة :

يحضر أكسيد الكالسيوم (الجير الحي) (CaO) كما يأتي :

١– بتسخين الحجر الجيري ($CaCO_3$) في أفران خاصة ذات درجة حرارة مرتفعة كما في الشكل (٢) .

$$CaCO_3 \xrightarrow[٩٠٠-١٠٠٠م]{\text{تسخين}} CaO + CO_2$$



شكل (٢) تحضير أكسيد الكالسيوم

خواص الجير الحي (CaO)

لمعرفة خواص أكسيد الكالسيوم عليك القيام بإجراء التجارب الموجودة في كتيب التجارب المرفق بهذا الكتاب .

من خلال تنفيذ التجارب وما سوف تشاهده فإن خواص أكسيد الكالسيوم تتلخص في الآتي :

١ – إذا أضيف اليه الماء يتحول إلى مسحوق هش وتنبعث حرارة كبيرة تحول بعض الماء إلى بخار، يظهر على شكل دخان مع تكوين هيدروكسيد الكالسيوم.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + \text{طاقة حرارية}$$

هذا التفاعل طارد للحرارة وتعرف هذه العملية باسم (إطفاء الجير) كما يعرف هيدروكسيد الكالسيوم بالجير المطفأ.

٢ – إذا ترك معرضاً للهواء الرطب يتهشم متحولاً إلى هيدروكسيد الكالسيوم نتيجة تفاعله مع بخارالماء من الجو، ثم يتحول إلى كربونات الكالسيوم بفعل ثاني أكسيد الكربون الجوي.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

٣ – يتفاعل (CaO) مع الأحماض مكوناً أملاح الكالسيوم والماء.

$$CaO + HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

ثانياً : هيدروكسيد الكالسيوم (الجير المطفأ) صيغته $Ca(OH)_2$

تحضيره:

يحضر برش الماء على الجير الحي.

اكتب معادلة التفاعل وسجلها في كراستك.

خواصه:

لمعرفة خواص هيدركسيد الكالسيوم عليك القيام بتنفيذ التجارب الموجودة في كتيب التجارب المرفق بهذا الكتاب.

٢ – عرض هيدروكسيد الكالسيوم للهواء.

– ماذا تلاحظ؟

– مرر ثاني أكسيد الكربون في ماء الجير.

– ماذا تلاحظ؟

– سجل ملاحظاتك واكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل.

من خلال التجربتين سوف تشاهد أن خواص هيدروكسيد الكالسيوم تتلخص في الآتي :

١ – مادة صلبة بيضاء قليلة الذوبان في الماء .

٢ – إذا تعرض $Ca(OH)_2$ للهواء فهو يمتص ثاني أكسيد الكربون مكوناً كربونات الكالسيوم . إذا مرر ثاني أكسيد الكربون في ماء الجير لمدة قصيرة يتعكر مكوناً راسب أبيض من كربونات الكالسيوم .

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

كربونات الكالسيوم

وإذا استمر امرار الغاز CO_2 مدة أطول نسبياً يذوب الراسب من كربونات الكالسيوم لتحوله إلى بيكربونات الكالسيوم القابلة للذوبان في الماء .

$$CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

استخدامات $Ca(OH)_2$

يستخدم (الجير المطفأ) هيدروكسيد الكالسيوم في الآتي :

١ – تحضير ماء الجير الذي يستخدم في المعامل للكشف عن ثاني أكسيد الكربون .

– كيف يحضر ماء الجير في المختبر؟

– سجل إجابتك في كراستك .

٢ – تجهيز مواد البناء كالبلاط والإسمنت والخرسانة .

٣ – إزالة عسر الماء .

توجد في اليمن عدة مصانع للإسمنت وقد تم اختيار موقعها في المناطق التي تتواجد فيها كميات كبيرة من أملاح الكالسيوم ليسهل استخدام هذا الخام الرئيس في صناعة الإسمنت لتقليل التكاليف . مثل مصنع باجل، مصنع عمران، مصنع إسمنت المكلا ومصنع البرح في تعز .

ثالثاً : كربونات الكالسيوم (الحجر الجيري) صيغته ($CaCO_3$)

كربونات الكالسيوم أكثر مركبات الكالسيوم انتشاراً في القشرة الأرضية، ومعظم الموجود فيها على هيئة الحجر الجيري .

كما توجد أشكال أخرى من الكربونات هي الطباشير، القواقع، وقشر البيض تتكون هذه كلها من كربونات الكالسيوم .

تحضير $CaCO_3$:

تحضر كربونات الكالسيوم في المعمل المدرسي بإمرار غاز ثاني أكسيد الكربون في ماء الجير.

- كيف تحضر ماء الجير؟
- اكتب معادلة التفاعل من إمرار غاز ثاني CO_2 على ماء الجير $Ca(OH)_2$

خواص $CaCO_3$:

- شحيحة الذوبان في الماء.
- تتحلل بالحرارة إلى أكسيد الكالسيوم وثاني أكسيد الكربون.
- اكتب المعادلة الكيميائية.

استخدامات ($CaCO_3$) :

- في تحضير الجير الحي (CaO).
- في أعمال البناء وصناعة الرخام والزخرفة.
- صناعة الإسمنت والزجاج.

رابعاً: كبريتات الكالسيوم (الجبس أو الجص) صيغته $CaSO_4$

هي رواسب الكالسيوم المعروفة باسم (الجبس) والصيغة الجزيئية لها $CaSO_4\,2H_2O$

- خذ كمية من مسحوق الجبس المستخدم عند صانعي القمريات المعروفة في بلادنا. والتي تستخدم للزينة.
- افحص هذا المسحوق.
- أضف عليه كمية من الماء.
- ماذا تلاحظ؟ سجل ملاحظاتك.

إذا خلطت مسحوق كبريتات الكالسيوم (الجبس) مع الماء فإنه يتجمدسريعاً ويصبح صلباً وتنبعث الحرارة. ولذا تستخدم هذه العجينة في عمل القمريات والتماثيل وفي ملء الفراغات التي توجد في أسقف المنازل، حيث تصب هذه العجينة في تلك السقوف وسرعان ما تتجمد.

تقويم الوحدة

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على الإجابة عن الأسئلة الآتية:

١ – وضح موقع المجموعة الرئيسة الثانية في الجدول الدوري للعناصر.

٢ – بين لماذا سميت عناصر المجموعة الرئيسة الثانية بعناصر الأقلاء الأرضية.

٣ – ما الصفات العامة لهذه المجموعة من حيث العدد الذري، التوزيع الإلكتروني، عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي لكل ذرة؟

٤ – أي عناصر هذه المجموعة أكثر نشاطاً؟ ولماذا؟

٥ – لا يوجد الكالسيوم في الطبيعة على شكل فلز وإنما يوجد في مركباته المختلفة. لماذا؟

– اذكر مركبات الكالسيوم المشهورة.

٦ – اشرح كيف يحضر كلاً مما يأتي:

الكالسيوم، هيدروكسيد الكالسيوم، أكسيد الكالسيوم

٧ – ما تأثير كل مما يأتي على فلز الكالسيوم؟

الأوكسجين، الكربون، الكبريت، الكلور

اكتب معادلات التفاعل لهذا التأثير (إن وجد).

٨ – اكتب معادلة التفاعل من إحراق الكالسيوم في الهواء، ثم أضف الماء إلى المادة الناتجة.

٩ – ما خواص مركبات الكالسيوم الآتية:

أكسيد الكالسيوم، كبريتات الكالسيوم، كربونات الكالسيوم.

بين ذلك بالمعادلات الكيميائية إذا لزم الأمر.

الوحدة السابعة
التفاعلات الكيميائية والمعادلات الموزونة

الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – توضح المقصود بالتغيُّر الكيميائي .
٢ – تبين معنى التفاعل الكيميائي .
٣ – تصف المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل الكيميائي .
٤ – تفسر قانون حفظ الكتلة .
٥ – تكتب معادلات كيميائية موزونة تعبر عن التفاعلات الكيميائية .
٦ – تستخلص المعلومات المختلفة من المعادلات الكيميائية .
٧ – تضرب أمثلة لأنواع التفاعلات الكيميائية .
٨ – تجري بعض الحسابات المبنية على المعادلات الكيميائية .

درست في الصف السابع التغييرات التي تطرأ على المادة وأنها تنقسم إلى تغيرات فيزيائية وأخرى كيميائية. فهل يمكنك التفريق بين التغير الفيزيائي والتغير الكيميائي.

انظر إلى الصورة أدناه.

- ما نوع التغير الذي يمكن أن يحدث لساق النحاس عند تسخينه؟
- ما الغاز المتصاعد من الدورق الزجاجي؟
- ما نوع التغير الذي حدث عند إضافة حمض النيتريك المركز إلى سلك النحاس؟
- هل يمكن استعادة سلك النحاس بعد انتهاء التفاعل مع الحمض؟ لماذا؟

شكل (١)

التفاعلات الكيميائية والتغيُّر الكيميائي:

هل شاهدت بعض المواد وهي تتفاعل مع مواد أخرى وتتحول إلى مواد جديدة تختلف في خواصها عن المواد التي تفاعلت؟

إن مثال ذلك هو تفاعل حمض النيتريك المركز مع سلك النحاس والذي يؤكد على تكوُّن مواد جديدة يطلق عليها غاز ثاني أكسيد النيتروجين ونترات النحاس وهي مواد تختلف تماماً عن معدن النحاس وحمض النيتريك.

وهناك أمثلة كثيرة للتغيرات الكيميائية التي نشاهدها في حياتنا اليومية مثل صدأ الحديد والألعاب النارية، التي تطلق في الهواء ليلاً أثناء الاحتفالات والأعراس.

فهل يمكنك إعطاء أمثلة أخرى لبعض التغيرات الكيميائية؟

- ما الذي يحدث أثناء التفاعل الكيميائي؟
- ماذا يمكن أن يحدث لذرات العناصر الداخلة في التفاعل؟
- هل تختفي هذه الذرات تماماً أثناء التفاعل، أو تتحول إلى ذرات أخرى؟
- ماذا يحدث عند مقارنة عدد ذرات العناصر الداخلة في التفاعل مع عدد ذرات العناصر الناتجة من التفاعل.

وللإجابة عن هذه التساؤلات يمكنك القيام بالنشاط الآتي:

نشاط (١)

تحتاج لتنفيذ هذا النشاط إلى المواد الآتية:

أنبوبتي اختبار – كمية قليلة من محلول كلوريد الكالسيوم – كمية مضاعفة من محلول كربونات الصوديوم.

- ما لون محلول كلوريد الكالسيوم ومحلول كربونات الصوديوم؟

خذ الأنبوبة التي بها محلول كربونات الصوديوم وأضف إليها محتويات الأنبوبة الثانية من محلول كلوريد الكالسيوم.

- ماذا نتج عن هذه العملية؟ وما لون المحلول المتكون؟
- على ماذا يدل تغير لون المحلول؟
- إذا كانت معادلة التفاعل اللفظية التي تصف المواد الداخلة والناتجة من التفاعل هي:

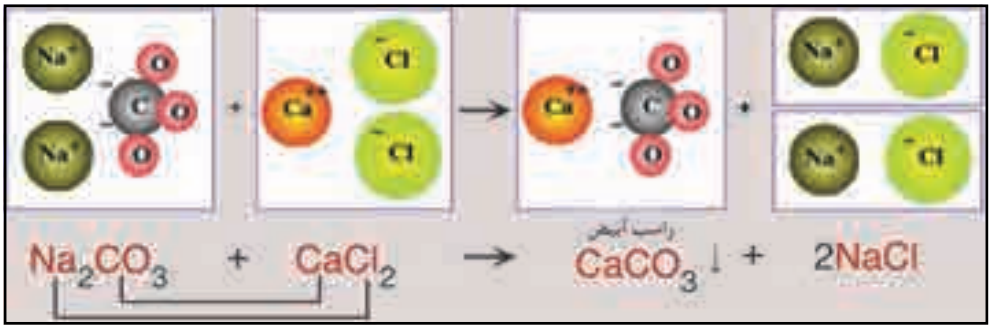
كربونات الصوديوم + كلوريد الكالسيوم ← كربونات كالسيوم + كلوريد صوديوم

والمعادلة الرمزية الموزونة هي:

$$Na_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

راسب أبيض

فإنه يمكن تمثيل هذا التفاعل كما هو موضح في الشكل (٢).



شكل (٢)

- هل حدث تغير في عدد ذرات المواد الداخلة في التفاعل والناتجة من التفاعل؟
- ماذا حدث للروابط بين ذرات المواد الداخلة في التفاعل؟
- صف كيفية ارتباط الذرات ببعضها بعد انتهاء التفاعل وتكون المواد الناتجة؟
- ما دليلك على حدوث التفاعل في هذه الحالة؟

من خلال النشاط (١) يتضح أن التفاعل الكيميائي يشمل الآتي :

١ – إنتاج مواد جديدة لها صفات مختلفة عن المواد الداخلة في التفاعل.

٢ – يحدث تغير في طريقة ترتيب الذرات الناتجة من التفاعل، حيث يصبح ترتيبها مختلف تماماً عن ترتيب المواد الداخلة في التفاعل.

٣ – يحدث كسر للروابط الموجودة بين ذرات المواد المتفاعلة وتولد روابط جديدة بين ذرات المواد الناتجة.

٤ – في بعض التفاعلات قد يحدث امتصاص حرارة كما قد يحدث انبعاث حرارة أثناء بعض التفاعلات.

٥ – عدد ذرات العناصر الداخلة في التفاعل يساوي عدد ذرات المواد الناتجة من التفاعل.

٦ – كتل المواد الداخلة في التفاعل تساوي كتل المواد الناتجة من التفاعل.

قانون حفظ الكتلة يصف ما يحدث أثناء التفاعل الكيميائي :

بما أن التفاعل الكيميائي عبارة عن كسر للروابط الكيميائية للمواد المتفاعلة وإعادة تشكيل لروابط جديدة. فقد كان من الصعب إدراك هذه العملية بالحواس. وقد سادت عدة تفسيرات للتفاعلات الكيميائية وكان يعتقد أن بعض الذرات تفنى تماماً أثناء التفاعلات الكيميائية أو تتولد ذرات جديدة. إلى أن جاء العالم الفرنسي (انثونى لافوازيه) وأثبت أن كتل المواد الداخلة في التفاعل تساوي كتل المواد الناتجة من التفاعل

وتوصل بذلك إلى قانون حفظ الكتلة والذي ينص على أنه «**في أي تفاعل كيميائي فإن كتلة المادة لا تفنى ولا تستحدث ضمن قدرة المخلوق**».

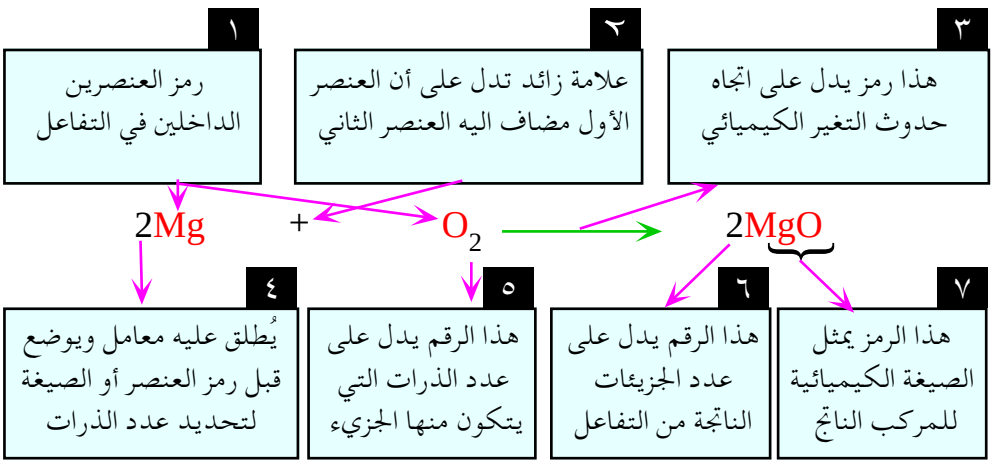
وهذا يعنى أن التفاعل الكيميائي لا يؤدي إلى استحداث ذرات جديدة لم تكن موجودة ضمن المواد المتفاعلة. وبناءً على ذلك فإن ما يحدث أثناء التفاعل الكيميائي هو إعادة ربط هذه الذرات مع بعضها وذلك بكسر الروابط التي كانت موجودة بين ذرات المواد المتفاعلة وتشكيل روابط جديدة تؤدي إلى تكوين مواد جديدة لها صفات مختلفة عن صفات المواد المتفاعلة.

المعادلة الكيميائية وسيلة مختصرة لوصف التفاعل الكيميائي:

نحتاج لوصف التفاعل الكيميائي إلى استخدام عبارات طويلة قد تحتل حيزاً كبيراً عند كتابتها على الورقة. ولذلك ابتكر العلماء المعادلة الكيميائية كوسيلة مختصرة للتعبير عن التفاعل الكيميائي ووصف التغيرات التي تحدث، وحالة المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل، وكذلك وصف التغيرات التي تحدث في الطاقة أثناء حدوث هذا التفاعل، ولذلك لابد لمن يتعلم الكيمياء أن يجيد كتابة المعادلات الكيميائية الموزونة وأن يكون قادراً على أن يفسر هذه المعادلات ويستخلص منها المعلومات المطلوبة. فالمعادلة الكيميائية هي لغة التخاطب بين علماء الكيمياء.

مكونات المعادلة الكيميائية ودلالتها:

للتعرف على المكونات المختلفة للمعادلة الكيميائية يمكن النظر إلى الشكل (٣) الذي يوضح ما تدل عليه مكونات المعادلة الكيميائية التي تعبر عن تفاعل معدن الماغنيسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد الماغنيسيوم.



شكل (٣)

المعلومات التي يمكن استخلاصها من المعادلة الكيميائية :

على الرغم من أن المعادلة الكيميائية عادة لا تزيد عن سطر واحد إلا أنها تشمل غالباً على معلومات عديدة ومتنوعة تساعد على فهم طبيعة التغيرات الكيميائية والظروف التي لازمتها .

وللتعرف على أهم المعلومات التي يمكن استخلاصها من المعادلة الكيميائية يمكنك اتباع المثال الآتي :

● **مثـــال :**

اكتب معادلة تفاعل معدن البوتاسيوم مع الماء عند درجة حرارة الغرفة ليعطي محلول هيدروكسيد البوتاسيوم وغاز الهيدروجين، مع مراعاة أن هذا التفاعل يكون مصحوباً بانبعاث حرارة تؤدي إلى إشعال الهيدروجين الناتج من التفاعل كما هو موضح في الشكل (٤) .

شكل (٤)

الحـــل :

١ – نكتب المعادلة اللفظية على النحو الآتي :

بوتاسيوم + ماء ⟵ هيدروكسيد البوتاسيوم + هيدروجين + حرارة

المتفاعلات — النواتج

٢ – نكتب المعادلة الرمزية بحيث تكون الصيغ والرموز صحيحة كما يأتي :

$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}\uparrow + \Delta H$$

المتفاعلات — النواتج

المعلومات التي يمكن استخلاصها من المعادلة الكيميائية السابقة هي :

١ – المعادلة اللفظية تكتب من اليمين إلى اليسار بحيث توضع المواد المتفاعلة قبل السهم على اليمين ثم يوضع السهم ليدل على اتجاه التفاعل .

٢ – المعادلة اللفظية توضح نوع المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة من التفاعل إلا أنها لا تعطينا أي فكرة عن الصيغة الجزيئية للمواد المتفاعلة والناتجة والنسبة بين أعداد الجزيئات المتفاعلة وأعداد الذرات الداخلة في التفاعل والناتجة عنه .

٣ – المعادلة الرمزية الموزونة توضح الصيغة الجزيئية للمواد الداخلة في التفاعل والناتجة، وكذلك توضح نسبة كل مادة من المواد المتفاعلة والناتجة . كما أن حالة المواد يشار اليها باستخدام الحروف الآتية :

(s)	← تدل على أن حالة المادة صلبة	اختصار	solid
(l)	← تدل على أن حالة المادة سائلة	اختصار	liquid
(g)	← تدل على أن حالة المادة غازية	اختصار	gas
(aq)	← تدل على أن المادة مذابة في الماء مكونة محلول	اختصار	aqueous

٤ – يشار إلى الطاقة الحرارية المطلوبة للتفاعل أو الناتجة عنه بكتابة كلمة (heat) أو Energy .

– فإذا كان التفاعل طارد للحرارة نجد أن الحرارة مكتوبة مع النواتج وتكتب أحياناً طاقة ويرمز لها بالرمز (Δ H) . وعندما يكون التفاعل ماص للحرارة تكتب كلمة حرارة فوق السهم وذلك في المعادلة اللفظية، كما يوضع الرمز $\xrightarrow{\Delta}$ بدلاً عن كلمة حرارة في المعادلة الرمزية .

بالنظر إلى المعادلة الرمزية السابقة يتضح الآتي :

أ – المواد الداخلة في التفاعل تشمل مادة البوتاسيوم وهي في حالتها الصلبة حيث يدل الرمز (s) على أنها صلبة . بينما نجد أن المادة الثانية الداخلة في التفاعل هي الماء وصيغتها الجزيئية (H_2O) وهي في الحالة السائلة، ولذلك يرمز لها بالرمز (l) . كما نلاحظ أن جزئ الماء مسبوق بالرقم (٢) ليدل على أن جزيئين من الماء تفاعلا مع جزيئين من البوتاسيوم .

ب- نتج من هذا التفاعل تكوُن مادتين جديدتين الأولى هي هيدروكسيد البوتاسيوم وهي مادة ذائبة في الماء لذلك رمز لها بالرمز (aq)، أما المادة الثانية فهو غاز الهيدروجين، وقد رمز لحالته الغازية بالرمز (g). كما نلاحظ أن الصيغة الجزيئية لغاز الهيدروجين غير مسبوقة بأي رقم، مما يدل على تكوُّن جزيء واحد من الغاز وكذلك يلاحظ أن الصيغة الجزيئية لهيدروكسيد البوتاسيوم مسبوق بالرقم (٢)، مما يدل على تكوُّن جزيئين من هذه المادة.

جـ- هذا التفاعل طارد للحرارة حيث نجد أن (Δ H) مكتوبة مع النواتج.

د - هذه المعادلة موزونة وتعبر عن قانون حفظ الكتلة والذي يدل على أن عدد الذرات الداخلة في التفاعل يساوي عدد الذرات الناتجة من التفاعل.

الأسس المطلوبة لكتابة المعادلة الكيميائية الموزونة:

مما سبق يتضح أن هناك بعض الأسس الهامة التي ينبغي الأخذ بها لتساعد على كتابة المعادلة بشكل صحيح وهي:

١ - يجب معرفة رموز العناصر وكتابتها بشكل صحيح. وكذلك معرفة الصيغ الكيميائية للمركبات الداخلة في التفاعل والناتجة عنه (راجع ما سبق لك دراسته في هذا الجانب).

٢ - يجب معرفة المواد المتفاعلة وحالتها قبل التفاعل ثم معرفة ما سينتج عن التفاعل، ويتطلب ذلك إجراء التجارب في المختبر والاطلاع على ماتوصل اليه العلماء من مشاهدات ونتائج عن صفات المواد وخواصها، وهذا يساعد على التبنؤ بما يمكن أن ينتج عن تفاعل المواد مع بعضها.

٣ - يجب مراعاة قانون حفظ الكتلة عند كتابة المعادلة الكيميائية والذي يدل باختصار على أن عدد الذرات الداخلة في التفاعل يساوي عدد الذرات الناتجة عن التفاعل. وهذا يتطلب قيامك بعد كل نوع من الذرات الداخلة في التفاعل والتأكد من أن نواتج التفاعل يشمل على نفس العدد من الذرات.

٤ - يجب معرفة أن ما يحدث في التفاعل هو كسر الروابط بين الذرات وتشكُّل روابط جديدة ومركبات جديدة لها صفات مختلفة عن صفات المواد الداخلة في التفاعل.

٥ - يجب معرفة العناصر التي توجد على هيئة جزيئات ثنائية الذرة مثل:

(H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ... الخ) .

٦ – يجب معرفة تكافؤ العناصر المختلفة (راجع ما سبق لك دراسته في هذا المجال)، كما يجب معرفة تكافؤات المجموعات الذرية ورموزها ، وهي موضحة في الجدول (١).

اسم المجموعة	رمزها	تكافؤها
هيدروكسيل	OH^-	أحادي
نترات	NO_3^-	أحادي
نيتريت	NO_2^-	أحادي
بيكربونات	HCO_3^-	أحادي
أيون أمونيوم	NH_4^+	أحادي
كلورريد	Cl^-	أحادي
فلوريد	F^-	أحادي

اسم المجموعة	رمزها	تكافؤها
بروميد	Br^-	أحادي
أيوديد	I^-	أحادي
أوكسيد	O^{2-}	ثنائي
كبريتيد	S^{2-}	ثنائي
كربونات	CO_3^{2-}	ثنائي
كبريتات	SO_4^{2-}	ثنائي

جدول (١) يوضح المجموعات الذرية الهامة ورموزها وتكافؤاتها

ملاحظة

– انظر الجدول الدوري للتعرف على تكافؤ العناصر الهامة .
– انظر جدول (١) للتعرف على تكافؤ بعض المجموعات الذرية.

خطوات كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة :

هناك قواعد عامة يمكن اتباعها لكتابة المعادلة بشكل صحيح والوصول إلي معادلة موزونة تشمل الآتي :

١ – تحديد المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة من التفاعل ثم كتابة المعادلة اللفظية التي تمثل ذلك التفاعل.

٢ – كتابة المعادلة الرمزية بحيث يُراعى كتابة الصيغ الجزيئية بشكل صحيح وأن تعكس تكافؤات الذرات أو المجموعات الذرية.

٣ – وزن المعادلة عن طريق إضافة المعاملات والتي توضع قبل رمز العنصر أو الجزيء بحيث يتم التوصل إلى عدد متساوي من الذرات في المواد الداخلة والناتجة من التفاعل، وهذا مايتفق مع قانون حفظ الكتلة.

٤ – كتابة حالة المواد وظروف التفاعل باستخدام الرموز : (s) للمواد الصلبة، (l) للمواد السائلة ، (aq) للمواد الذائبة في الماء، (g) للمواد الغازية. ثم تحديد ما إذا كانت الحرارة تنتج من التفاعل أم أنها مطلوبة لحدوث التفاعل. وهناك بعض التفاعلات التي تحتاج إلى شروط خاصة لإجرائها مثل وجود الضوء، أو الضغط، أو وجود شرارة كهربائية، أو وجود العامل الحفاز. مع مراعاة كتابة هذه الشروط فوق السهم.

ملاحظة

إن كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة قد تبدو عملية صعبة في البداية، ولكن مع التدرب ستجد أنها عملية سهلة وممتعة.

وللتدرب على كتابة المعادلات الكيميائية المتزنة يمكن تتبع الأمثلة الآتية :

● **مثال (١) :**

اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الألمونيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد الألمونيوم.

الحـــل :

١– نكتب المعادلة اللفظية على النحو الآتي :

ألمونيوم + أكسجين $\xleftarrow{\text{حرارة}}$ أكسيد ألمونيوم

٢ – نكتب المعادلة الرمزية، بحيث تكون الرموز والصيغ صحيحة، كما يأتي :

$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

لاحظ صيغة أكسيد الألمونيوم :

– لماذا كتب الرقم (٢) أسفل رمز الألمونيوم وكتب الرقم (٣) أسفل رمز الأكسجين في المواد الناتجة؟ وما علاقة هذه الأرقام بتكافؤ العنصرين الداخلين في تكوين هذا المركب؟

– لماذا كتب الرقم (٢)أسفل رمز الأكسجين (O) الموجود ضمن المواد المتفاعلة؟ وإذا لم يكتب الرقم (٢) فهل تعتبر الصيغة صحيحة؟

– هل هذه المعادلة موزونة؟

٣ – زن المعادلة وذلك بوضع معاملات قبل الرموز والصيغ، مع مراعاة أن هذه الأرقام تكون صغيرة (2,3,...).

في المعادلة السابقة نلاحظ أن عدد ذرات الأكسجين في النواتج يساوي (٣)، بينما عدد ذرات الأكسجين في المتفاعلات يساوي (٢)، ولذلك نضع الرقم (٢) قبل رمز المركب فتصبح المعادلة كما يأتي :

$$Al + O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

لاحظ أن عدد ذرات الأكسجين في الطرف الأيمن أصبح يساوي (٦)؛ ولذلك نضع المعامل (٣) قبل رمز الأكسجين الموجود في الطرف الأيسر لنحصل على نفس العدد من ذرات الأكسجين في الطرف الأيسر، بحيث تصبح المعادلة كما يأتي :

$$Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

ولوزن ذرات الألمونيوم نلاحظ أن الطرف الأيمن يحتوي على أربع ذرات (٢×٢) ولذلك نضع المعامل (٤) قبل رمز الألمونيوم في الطرف الأيسر، فتصبح المعادلة موزونة على النحو الآتي:

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

للتأكد من صحة وزن المعادلة السابقة نحسب عدد الذرات في كل طرف على النحو الآتي :

الطرف الأيمن	الطرف الأيسر
عدد ذرات الأكسجين = ٢ × ٣ = ٦	عدد ذرات الأكسجين = ٣ × ٢ = ٦
عدد ذرات الألمونيوم = ٢ × ٢ = ٤	عدد ذرات الألمونيوم = ٤ × ١ = ٤
مجموع الذرات في الطرف الأيمن = ١٠	مجموع الذرات في الطرف الأيسر = ١٠

٤ – بعد التحقق من صحة وزن المعادلة، نكتب شروط التفاعل وحالات المواد الداخلة والناتجة من التفاعل، على النحو الآتي :

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_{3(s)}$$

● مثال (٢) :

اكتب معادلة التفاعل الموزونة بين غاز الكلور وبروميد الصوديوم لإنتاج غاز البروم وكلوريد الصوديوم.

الحـــل :

١- نكتب المعادلة اللفظية على النحو الآتي :

كلور + بروميد صوديوم ⟵ بروم + كلوريد الصوديوم

٢ – نكتب المعادلة الرمزية، بحيث تكون الرموز والصيغ صحيحة، كما يأتي : .

$$Cl_2 + NaBr \longrightarrow Br_2 + NaCl$$

لاحظ صيغة غاز البروم في الطرف الأيمن، وغاز الكلور في الطرف الأيسر:

– لماذا كتب الرقم (٢) أسفل كلٍ منهما؟

– لماذا لم نكتب رمز كلوريد الصوديوم $NaCl_2$ وكذلك رمز بروميد الصوديوم $NaBr_2$.

– هل هذه المعادلة موزونة؟

٣ – زن المعادلة بوضع معاملات قبل الرموز والصيغ، مع مراعاة أن هذه الأرقام تكون صغيرة (2,3,...).

ففي المعادلة السابقة نلاحظ أن عدد ذرات الكلور في النواتج يساوي (١)، بينما عدد ذرات الكلور في المتفاعلات يساوي (٢)، ولذلك نضع الرقم (٢) قبل رمز NaCl فتصبح المعادلة كما يأتي :

$$Cl_2 + NaBr \longrightarrow Br_2 + 2NaCl$$

لاحظ أن عدد ذرات الصوديوم في الطرف الأيمن أصبح يساوي (٢)؛ ولذلك نضع المعامل (٢) قبل رمز NaBr الموجود في الطرف الأيسر لنحصل على نفس العدد من ذرات الصوديوم في الطرف الأيسر، بحيث تصبح المعادلة كما يأتي :

$$Cl_2 + 2NaBr \longrightarrow Br_2 + 2NaCl$$

للتأكد من صحة وزن المعادلة السابقة نحسب عدد الذرات في كل طرف على النحو الآتي :

الطرف الأيمن	الطرف الأيسر
عـــدد ذرات البـــروم = ١ × ٢ = ٢	عـــدد ذرات البـــروم = ٢ × ١ = ٢
عدد ذرات الصوديوم = ٢ × ١ = ٢	عدد ذرات الصوديوم = ٢ × ١ = ٢
عـــدد ذرات الكلور = ٢ × ١ = ٢	عـــدد ذرات الكلور = ١ × ٢ = ٢
مجموع الذرات في الطرف الأيمن = ٦	مجموع الذرات في الطرف الأيسر= ٦

٤ – بعد التحقق من صحة وزن المعادلة، نكتب شروط التفاعل وحالات المواد الداخلة والناتجة من التفاعل، على النحو الآتي :

$$Cl_{2(g)} + 2NaBr_{(s)} \xrightarrow{\Delta} Br_{2(g)} + 2NaCl_{(s)}$$

● **مثال غير محلول :**

اكمل كتابة ووزن المعادلة الخاصة بتفاعل أكسيد الحديديك Fe_2O_3، وأول أكسيد الكربون CO لتكوين الحديد Fe وثاني أكسيد الكربون CO_2 وفقاً للمعادلة اللفظية الآتية :

أكسيد الحديديك + أول أكسيد الكربون $\xleftarrow{\text{حرارة}}$ حديد + ثاني أكسيد الكربون

اكتب المعادلة النهائية الموزونة موضحاً فيها حالات المواد وشروط التفاعل.

الحسابات الكيميائية المبنية على المعادلات الموزونة

عرفت سابقاً كتابة المعادلات الكيميائية الموزونة. فهل أدركت أهمية كتابة المعادلات الموزونة؟

على الرغم من وجود الكثير من الفوائد التي يمكن أن تستخلص من المعادلة الكيميائية الصحيحة إلا أننا سنركز النقاش على استخدام المعلومات التي نستنبطها من المعادلة الموزونة لإجراء العديد من الحسابات التي لها تطبيقات هامة في حياتنا اليومية، وفي مجال الصناعة المعتمدة على تحضير المركبات الكيميائية. فمثلاً : نجد

الصيدلي يستخدم الحسابات الكيميائية المبنية على المعادلات للوصول إلى تركيب الأدوية التي تدخل في علاج الكثير من الأمراض، كما أن صناعة الصابون، وأدوات التجميل، والأسمدة، وغيرها من الصناعات الكيميائية تبنى أساساً على الحسابات التي تستنتج من المعادلات الكيميائية الموزونة. كما أن الكيميائيين يعتمدون على الحسابات المرتبطة بالمعادلة الكيميائية، وذلك لفهم طبيعة التغيرات الكيميائية والتحكم بالمواد الداخلة في التفاعل، وضبط الكميات المطلوبة لحدوث التفاعل بالشكل المطلوب. وللتعرف على بعض الطرق المستخدمة في الحسابات الكيميائية المعتمدة على المعادلات، لابد أولاً من معرفة مفهوم الكتلة الذرية.

الكتلة الذرية : Atomic Mass

توصل العلماء إلى أن كتلة ذرة الهيدروجين تبلغ ١٫٦٧ × ١٠$^{-٢٤}$ **جم**.

أي أنها تساوي ٠٫٠ ٠٠٠ ٠٠٠ ٠٠٠ ٠٠٠ ٠٠٠ ٠٠٠ ٠٠٠ ١٦٧

فهل يمكن رؤية ذرة الهيدروجين ؟ ولماذا؟

نظراً لصغر الكتل الذرية المطلقة لم يتمكن العلماء من استخدامها، ولهذا فقد اقترحوا بدلاً من ذلك استخدام الكتل الذرية النسبية وهي عبارة عن:

النسبة بين كتلة ذرة العنصر إلى $\frac{١}{١٢}$ من كتلة ذرة الكربون علماً بأن كتلة ذرةالكربون = ١٢ و.ك.ذ (وحدة كتل ذرية)، وبذلك فإن:

$$\text{الكتلة الذرية لعنصر} = \frac{\text{كتلة ذرة العنصر}}{\text{كتلة ذرة الكربون}} \times ١٢$$

مثال (١) :

إذا علمت أن كتلة ذرة الماغنيسيوم = ضعف كتلة ذرة الكربون، فما الكتلة الذرية للماغنيسيوم؟

الحـــل :

$$\text{الكتلة الذرية النسبية للماغنيسيوم} = \frac{\text{كتلة ذرة الماغنيسيوم}}{\text{كتلة ذرة الكربون}} \times ١٢$$

$$= \frac{٢}{١} \times ١٢ = ٢٤ \text{ و.ك.ذ}$$

مثال (٢) :

إذا علمت أن الكتلة النسبية لذرة الهيليوم = ٤ و.ك.ذ فما نسبة كتلتها إلى كتلة ذرة الكربون؟

الحـــل :

$$\frac{\text{الكتلة النسبية لذرة الهيليوم}}{\text{الكتلة النسبية لذرة الكربون}} = \frac{٤}{١٢} = \frac{١}{٣}$$

حسابات الكتل الجزيئية للمواد المتفاعلة والناتجة باستخدام الكتل الذرية :

عرفت سابقاً أن قانون حفظ الكتلة يؤكد أن كتل المواد الداخلة في التفاعل تساوي كتل المواد الناتجة من التفاعل، ويمكن التأكد من ذلك من خلال حساب الكتل الجزيئية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة، كما هو موضح في المثال الآتي :

● **مثـــال :**

احسب الكتل الجزيئية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة وفقاً للمعادلة الآتية :

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + \Delta H$$

الحـــل :

١ – نتأكد من أن المعادلة موزونة، بمعنى أن عدد الذرات الداخلة في التفاعل تساوي عدد الذرات الناتجة من التفاعل، وذلك على النحو الآتي :

الطرف الأيمن	الطرف الأيسر
عـــدد ذرات الكربون = ١ × ١ = ١	عـــدد ذرات الكربون = ١ × ١ = ١
عدد ذرات الهيدروجين = ٢ × ٢ = ٤	عدد ذرات الهيدروجين = ١ × ٤ = ٤
عدد ذرات الأكسجين = ١×٢+٢×١=٤	عدد ذرات الأكسجين = ٢ × ٢ = ٤
مجموع الذرات في الطرف الأيمن = ٩	مجموع الذرات في الطرف الأيسر= ٩

٢ – نحسب مجموع الكتل الذرية للمواد المتفاعلة، وذلك بالاستعانة بالمعلومات المتعلقة بالكتل الذرية للعناصر الموجودة في الجدول الدوري، وذلك على النحو الآتي :

مجموع الكتل الذرية للمواد الناتجة

$CO_2 + 2H_2O$

(١٦×٢ +١٢×١) + (١٦×١+١×٢)٢

(٣٢ + ١٢) + (١٦ + ٢)٢

(٤٤) + (١٨)٢

٤٤ + ٣٦

٨٠ و.ك.ذ

مجموع الكتل الذرية للمواد المتفاعلة

$CH_4 + 2O_2$

(١٢×١ +١×٤) + (١٦×٢)٢

(١٢ + ٤) + (٣٢) ٢

١٦ + ٦٤

٨٠ و.ك.ذ

نستنتج من هذا المثال أن :

مجموع كتل المواد الداخلة في التفاعل = مجموع كتل مواد الناتجة من التفاعل.

وهذا يتفق مع قانون حفظ الكتلة.

تدريبات :

احسب الكتل الجزيئية لكل من المركبات الآتية :

C_2H_4 , Na_2CO_3 , H_3PO_4 , $Al(OH)_3$

الرموز والصيغ الكيميائية ومفهوم المول (Mole) :

هناك ثلاثة فوائد للرموز والصيغ الكيميائية للعناصر والمركبات تتمثل في :

الأول : أنها تصف التغيرات الكيميائية بطريقة مختصرة بدلاً من استخدام الكلمات أو الجمل.

– ما العناصر التي تمثلها الرموز الآتية :

؟ Pt , Ne , Fe , Cl , N , O , B , Li , H

– ما المركبات التي تمثلها الصيغ الآتية :

؟ HF , $MgCl_2$, H_2SO_4 , NaCl , HCl , H_2O

الثاني : إن الرمز الكيميائي يمثل ذرة واحدة كما أن الصيغة الكيميائية تمثل جزيئاً واحداً.

- عرف كلاً من الذرة والجزئ.
- قارن بين الذرة والجزئ.

الثالث : إن الرمز يمثل مولاً واحداً من العنصر، كما أن الصيغة الجزيئية تمثل مولاً واحداً من المركب :

فما هو المول (Mole) ؟

المول مصطلح لاتيني يعني « كوم من » أو « كمية من »، وهذا يعني أن المول هو كمية من المادة تحتوي على ٦,٠٢٢ سكستليون جزء .وهو رقم كبير جداً.

أي أن المول = ٦٠٢,٢٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ جزء

= ٦,٠٢٢ × $١٠^{٢٣}$ جزء

يستخدم الإنسان وحدات مختلفة لعد الأشياء الكبيرة والتي يمكن رؤيتها والتعامل معها من خلال الحواس، فمثلاً يستخدم الدرزن كوحدة لعد مجموعة من الأقلام أو الكرات أو البيض أو التفاح ... الخ، حيث أن الدرزن الواحد من الأقلام يحتوي على ١٢ قلماً .. وهكذا، ولكن لا يمكن استخدام هذه الوحدة لعد الأشياء المتناهية في الصغر كالجزيئات والذرات والأيونات وغيرها. ولذلك لجأ العلماء إلى وحدة المول لعد هذه المواد التي يصعب رؤيتها.

توصل العالم "افوجادرو" أن المول الواحد من أي عنصر يحتوي على ٦,٠٢٢ × $١٠^{٢٣}$ ذرة، ولذا فقد عُرف هذا العدد باسم عدد افوجادرو Avogadro's Number (N) ، حيث أن :

N = 602 200 000 000 000 000 000 000

$N = 6.022 \times 10^{23}$

شكل(٥)

من خلال الشكل (٥) :كم كرة في الدرزن الواحد؟ وكم ذرة في ا مول من الكربون؟

- في الكيمياء يستخدم المول بدلاً من الدرزن في حساب الكميات التي تدخل في التفاعلات أو التي تنتج منه، لماذا؟

- كم عدد الذرات أو الجزيئات التي يحتويها مول واحد من ذرة العنصر أو الجزئي. للتعرف على ذلك قم بتنفيذ النشاط (٢) وذلك بإكمال الفراغات في الجدول (٢).

نشاط (٢)

المادة	وحدة البناء	الرمز أو الصيغة	عدد الوحدات الموجودة في مول واحد من المادة
الحديد	الذرة	Fe	6.022×10^{23}
النيتروجين الذري	الذرة	N	.....
غاز النيتروجين	الجزيء	.....	6.022×10^{23}
الصوديوم	.....	Na	.....
الكربون	الذرة	C	.....
الماء	الجزيء	H_2O	.....
كلوريد الكالسيوم	الجزيء	.....	6.022×10^{23}

جدول (٢)

الكتلة الذرية النسبية وعلاقتها بالمول :

كيف يمكننا الحصول على مول من العنصر على الرغم من أنه لا يمكننا عد ذراته؟ وللإجابة على هذا التساؤل قم بتنفيذ النشاط (٣)، وذلك بإكمال الفراغات في الجدول (٣).

نشاط (٣)

العنصر	الكتلة الذرية النسبية	الكتلة الذرية الجرامية	كتلة المول	عدد الذرات في المول
Li	6.9 و.ك.د	6.9 جم	6.9 جم	6.022×10^{23}
B	10.8 و.ك.د	10.8 جم	.... جم	.....
C	12.0 و.ك.د	.... جم	12.0 جم	.....
Na	23.0 و.ك.د	23.0 جم	.... جم	6.022×10^{23}
Mg	24.3 و.ك.د	.... جم	.... جم	6.022×10^{23}
Fe	55.8 و.ك.د	.... جم	.... جم	.....

جدول (٣)

- ماذا تستنتج من الجدول (٣)؟
- ما علاقة الكتلة الذرية النسبية بالمول؟

من خلال النشاط السابق يتضح أن المول الواحد من العنصر يساوي الكتلة الذرية معبر عنها بالجرامات. وأن المول الواحد من أي عنصر يحتوي على عدد أفوجادرو من ذرات ذلك العنصر.

علاقة الكتلة الجزيئية (Molecular Mass) بالمول :

للتعرف على مفهوم الكتلة الجزيئية وعلاقتها بالمول يمكنك إجراء النشاط (٤) وذلك بإكمال الفراغات في الجدول (٤).

نشاط (٤)

المركب	عدد الذرات الداخلة	الكتلة الجزيئية	الكتلة الجزيئية الجرامية	عدد الجزيئات في المول
H_2O	H 2 O 1	2 = 1 × 2 16 = 16 × 1 18 و.ك.ذ	18 جم	6.022×10^{23}
NaCl	Na 1 Cl 1	23 = 23 × 1 35.5 = 35.5 × 1 58.5 و.ك.ذ	58.5 جم	6.022×10^{23}
CO_2	C 1 O 2	12 = 12 × 1 32 = 16 × 2 44 و.ك.ذ	.... جم	6.022×10^{23}
N_2	N 2	28 = 14 × 2 28 و.ك.ذ	28 جم	.....
Cl_2	Cl 2	..... = ... × 2 ..... و.ك.ذ	71 جم	6.022×10^{23}

جدول (٤)

- ماذا تستنتج من الجدول (٤)؟
- ما علاقة الكتلة الجزيئية بالمول؟

من خلال النشاط (٤) يتضح أن المول الواحد من المركب يساوي الكتلة الجزيئية معبر عنها بالجرامات. وأن المول الواحد من أي مركب يحتوي على عدد أفوجادرو من جزيئات ذلك المركب.

من خلال النشاط (٤) اتضح أن المول الواحد من أي مادة يساوي الكتلة الجزيئية الجرامية لتلك المادة ، وهذا ما سوف تبينه الأمثلة الآتية:

مثال (١) :

احسب الكتلة الجزيئية الجرامية لغاز الأكسجين وغاز النشادر، علماً بأن الكتلة الذرية النسبية للأكسجين = ١٦ و.ك.ذ، والنتروجين = ١٤ و.ك.ذ ، والهيدروجين = ١ و.ك.ذ.

الحـــل :

١ مـول من غـاز الأكـسـجين (O_2) = ٢ × الكتلة الذرية الجرامية للأكسجين

= ٢ × ١٦

= ٣٢ جم

لذلك نقول أن ١ مول من غاز (O_2) = ٣٢ جم

كذلك ١ مول من غاز (NH_3)

= ٣ × الكتلة الذرية الجرامية للهيدروجين + ١× الكتلة الذرية الجرامية للنيتروجين

١ مول من غاز (NH_3) = ٣ × ١ + ١ × ١٤

١ مول من غاز (NH_3) = ٣ + ١٤

∴ ١ مول من غاز (NH_3) = ١٧ جم

● **مثـــال (٢) :**

ما هي الكتلة الجزيئية لهيدركسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$

الحـــل :

لاحظ من الصيغة الكيميائية أن لدينا ذرة واحدة من الكالسيوم وذرتين من الأكسجين وذرتين من الهيدروجين، لذلك يمكن حساب الكتلة الجزيئية لهذا المركب وفقاً للطريقة الآتية الموضحة في الجدول (٥).

رمز العنصر	الكتلة الذرية	عدد الذرات في الصيغة	الناتـج
Ca	٤٠ و.ك.ذ	١	١ X ٤٠ = ٤٠ وحدة كتل ذرية
O	١٦ و.ك.ذ	٢	٢ X ١٦ = ٣٢ وحدة كتل ذرية
H	١ و.ك.ذ	٢	١ X ٢ = ٢ وحدة كتل ذرية
المجمـــوع	٥٧ و.ك.ذ	٥	= ٧٤ وحدة كتل ذرية

جدول (٥)

من الجدول (٥) يتضح أن الكتلة الجزيئية لمركب $Ca(OH)_2$ تعادل ٧٤ وحدة كتل ذرية ومول واحد منه = ٧٤ جم.

الحسابات الكيميائية المرتبطة بالكتلة الجزيئية الجرامية (المول) :

من أهم الحسابات الكيميائية هو التعرف على الكتلة الجزيئية الجرامية للمركب أو الكتلة الذرية الجرامية للعنصر.

وتعرَّف الكتلة الذرية الجرامية للعنصر بأنها عبارة عن الكتلة الذرية لذلك العنصر معبر عنها بالجرامات.

كما تعرف الكتلة الجزيئية الجرامية بأنها عبارة عن الكتلة الجزيئية لذلك المركب معبر عنها بالجرامات.

ففي الأمثلة السابقة عرفت أن :

الكتلة الجزيئية لغاز NH_3 = ١٧ وحدة كتل ذرية.

ووفقاً للتعريف السابق فإن :

الكتلة الجرامية لغاز NH_3 = الكتلة الجزيئية لغاز NH_3 معبر عنها بالجرام = ١٧ جم

ومن ذلك نستنتج أن :

١ مول من المركب = الكتلة الجزيئية الجرامية لذلك المركب .

∴ ١ مول NH_3 = ١٧ جم.

كم جراماً من Ca نحتاج للحصول على مول واحد من العنصر.
ليتضح لك مفهوم الكتلة الذرية، والكتلة الذرية الجرامية للعنصر يمكنك ملاحظة الشكل (٦).

ذرة واحدة من الكالسيوم مكبرة الى درجة كبيرة جداً

الكتلة الذرية = ٤٠ وحدة كتل ذرية

كتلة ذرية جرامية واحدة من الكالسيوم

الكتلة الجرامية = ٤٠ جم
= ١ مول

شكل (٦)

كم جراماً من الماء (H_2O) نحتاج للحصول على مول واحد منه ؟
للإجابة على ذلك انظر إلى الشكل (٧).

جزيء واحد من الماء مكبر الى درجة كبيرة جداً

الكتلة = ١٨ وحدة كتل ذرية

كتلة جزيئية جرامية واحدة من الماء

الكتلة = ١٨ جم
= ١ مول

شكل (٧)

التعرف على كتلة إحدى المواد :

يمكن التعرف على كتلة إحدى المواد الداخلة أو الناتجة من التفاعل من خلال معرفة كتلة مادة أخرى داخلة أو ناتجة من التفاعل، وذلك باتباع الآتي :

١ – كتابة المعادلة الكيميائية الصحيحة والموزونة .

٢ – التعرف على المعاملات التي تظهر في المعادلة الموزونة، حيث أنها تمثل الكمية النسبية للمواد الداخلة والناتجة في التفاعل . وتشير هذه المعاملات إلى كمية المواد بالمول .

● **مثال (١) :**

كم جراماً من $NaCl$ يجب أن يتحلل ليعطي ٣٥٥ جم من غاز الكلور Cl_2 حسب المعادلة الآتية :

$$2NaCl \longrightarrow 2Na + Cl_2$$

الحـــل :

١ – نتأكد أن المعادلة موزونة على النحو الآتي :

– توجد ذرتين من الصوديوم في الطرف الأيسر (المتفاعلات)، وكذلك ذرتين من الصوديوم في الطرف الأيمن (النواتج) .

– توجد ذرتين من الكلور في الطرف الأيسر (المتفاعلات)، وكذلك ذرتين من الكلور في الطرف الأيمن (النواتج) .

٢ – في هذه المعادلة الموزونة يتضح أن :

$2NaCl \longrightarrow 2Na + Cl_2$

($NaCl$) ٢ مول من $\xrightarrow{\text{تعطي}}$ (Cl_2) ١ مول من

(٢٣ + ٣٥,٥) ٢ جم $\xrightarrow{\text{تعطي}}$ (٢ × ٣٥,٥) جم ∴

أي أن : ١١٧ جم $\xrightarrow{\text{تعطي}}$ ٧١ جم

س جم $\xrightarrow{\text{تعطي}}$ ٣٥٥ جم

∴ س (عدد جرامات $NaCl$) = $\frac{٣٥٥ \times ١١٧}{٧١}$ = ٥٨٥ جم

● **مثال (٢) :**

احسب كتلة أكسيد الماغنيسيوم MgO الناتج من تفاعل شريط من الماغنيسيوم كتلته ٦ جم مع الأكسجين وفقاً للمعادلة الآتية :

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

إذا علمت أن :

- الكتلة الذرية للماغنيسيوم = ٢٤ و.ك.ذ.
- الكتلة الذرية للأكسجين = ١٦ و.ك.ذ.

الحـــل :

١ – المعادلة موزونة حيث توجد ذرتين من الماغنيسيوم في الطرف الأيمن وذرتين في الطرف الأيسر. كذلك توجد ذرتين من الأكسجين في الطرف الأيمن وذرتين في الطرف الأيسر.

٢ – نستخدم المعاملات للإشارة إلى عدد المولات التي دخلت في التفاعل والتي نتجت عنه، وذلك على النحو الآتي :

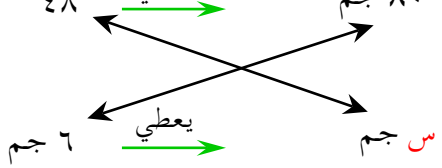
$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$

٢ مول من Mg $\xrightarrow{\text{يعطي}}$ ٢ مول من MgO

٣ – ∴ الكتلة الجرامية = ٢(٢٤+١٦)جم $\xrightarrow{\text{يعطي}}$ (٢ × ٢٤) جم

= ٢ × ٤٠جم $\xrightarrow{\text{يعطي}}$ ٤٨ جم

٤ – أي أن : = ٨٠ جم $\xrightarrow{\text{يعطي}}$ ٤٨ جم



٥ – نحسب قيمة الكتلة المجهولة (س) = $\frac{٦ \times ٨٠}{٤٨}$ = $\frac{٤٨٠}{٤٨}$ = ١٠جم

∴ (١٠ جم) هي كتلة أكسيد الماغنيسيوم الناتجة من حرق (٦ جم) من الماغنيسيوم مع الأكسجين.

تقويم الوحدة

نتـوقع منك بعـد الانتـهـاء من دراسـة هذه الوحـدة أن تكون قـادراً على الإجـابة عن الأسئلة الآتية :

١ – وضح المقصود بكل من :

التغير الكيميائي، المعادلة الكيميائية الموزونة، قانون حفظ الكتلة، الكتلة الجزيئية الجرامية، المول.

٢ – اذكر سببين توضح فيهما أن الحسابات الكيميائية المعتمدة على المعادلة الموزونة مهمة جداً للكيميائيين.

٣ – ما العلاقة التي تربط بين المول، والكتلة الذرية الجرامية للعنصر والكتلة الجزيئية الجرامية للمركب؟

٤ – ما الفرق بين مول واحدمن ذرة الكلور ومول واحد من جزيء الكلور؟

٥ – ماذا تعني لك وجود الأرقام التي تظهر قبل الرمز أو أسفله في المعادلة الآتية :

$$2HgO \longrightarrow 2Hg + O_2$$

٦ – اذكر الحالة التي توجد عليها كل مادة من المواد المتفاعلة أو الناتجة حسب ما تظهره المعادلات الآتية :

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_{2(g)}\uparrow$$

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$

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

٧ – اكتب الوزن الصحيح للمعادلات الآتية :

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

$$P_4 + H_2 \longrightarrow PH_3$$

$$Na + Cl_2 \longrightarrow NaCl$$

$$SiCl_4 + Mg \longrightarrow Si + MgCl_2$$

٨ – اكتب المعادلة الرمزية الموزونة للتفاعلات الآتية :

أ) كربون + أكسجين $\xleftarrow{\text{حرارة}}$ ثاني أكسيد الكربون

ب) ماغنسيوم + كلور $\xleftarrow{\text{حرارة}}$ كلوريد الماغنسيوم

جـ) المونيوم + أكسيد الحديديك $\xleftarrow{\text{حرارة}}$ حديد + أكسيد الومنيوم

٩ – احسب كتلة الكبريت المطلوبة لتحويل ٥,٦ جم من الحديد إلى كبريتيد الحديد حسب المعادلة الآتية :

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

١٠– يتفاعل هيدروكسيد الكالسيوم مع كلوريد الأمونيوم حسب المعادلة الآتية :

$$Ca(OH)_{2(s)} + 2NH_4Cl_{(s)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + 2NH_{3(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

احسب كتلة كلوريد الكالسيوم الناتجة من تفاعل ٢١,٤ جم من كلوريد الأمونيوم تفاعلاً تاماً مع هيدروكسيد الكالسيوم؟

١١– تتفاعل نترات الرصاص مع كلوريد الصوديوم لتكوين كلوريد الرصاص وفقاً للمعادلة الآتية :

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2NaCl_{(aq)} \longrightarrow PbCl_{2(s)} + 2NaNO_{3(aq)}$$

احسب كتلة كلوريد الصوديوم المطلوبة لتكوين ٦,٩٥ جم من كلوريد الرصاص.

١٢– أي مما يلي يمثل كتلة ذرية جرامية لعنصر :

أ– ٢٤ و.ك.ذ ب– ٢٣جم، جـ–١٠كجم/ث ، د – ١٠٠٠ سم

١٣– أي مما يلي يعبر عن ١ مول من الصوديوم :

أ– ٢٣مل ب– ٢٣ و.ك.ذ جـ– ٢٣جم د– ٢٣ كجم

١٤– احسب عدد الذرات الموجودة في :

أ– ٦جم من C ب– ٤٨ جم من Mg جـ– ٨ جم من Li

١٥– احسب عدد الجزيئات الموجودة في :

أ– ٣ مول من H_2O ب– ٨٠ جم من NaOH

جـ– ٤ جم من $MgSO_4$ د – ٥ جم من AgCl

الوحدة الثامنة

الكيمياء العضوية

الأهـــداف

نتوقع منك بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن تكون قادراً على أن :

١ – تبين أهمية علم الكيمياء العضوية في الحياة .

٢ – تفرق بين المركبات العضوية والمركبات غير العضوية .

٣ – تصنف بعض المركبات الهيدروكربونية من حيث نوع الرابطة فيها .

٤ – تحدد تكافؤ عنصر الكربون في المركبات العضوية .

٥ – توضح الفرق بين التفاعلات الكيميائية في المركبات العضوية، تفاعلات الإحلال، تفاعلات الإضافة .

٦ – تميز بين أسماء المركبات الهيدروكربونية في السلاسل المتجانسة .

٧ – تشرح طريقة تحضير كل من الميثان، الإيثين، الاستلين .

٨ – تستنتج خواص بعض الهيدروكربونات من خلال التجارب العملية .

٩ – تحدد المقصود بالمركب المشبع والمركب غير المشبع .

١٠ – تعطي أمثلة لبعض الصيغ الكتابية لبعض المركبات العضوية .

١١ – تبين المقصود بالبلمرة في الهيدروكربونات غير المشبعة .

مقدمة

يميل علماء الكيمياء إلى تقسيم الكيمياء إلى قسمين أساسيين:

١ – الكيماء العامة (غير العضوية).

٢ – الكيمياء العضوية.

يعالج القسم الأول العناصر والمركبات الكيميائية الموجودة في الطبيعة كالأكجسين والهيدروجين والماء والفلزات وأكاسيدها وأملاحها، أما القسم الثاني فإنه يعالج المركبات المستخرجة من النبات والحيوان بوجه خاص سواء في حياتها أم بعد مماتها. ومن تلك المواد السكر والشحوم والدهون والخل والكحول وبعض الأصباغ والعقاقير والعطور والنشأ والبروتين وغيرها.

قبل أن يولد علم الكيمياء العضوية الحديثة مرت بالإنسان قرون طويلة عرف خلالها منافع الكثير من المواد المستخلصة من النباتات والحيوانات، ومن نتائج هذه المعرفة توصل الإنسان (العلماء) إلى المواد ذات الأصول النباتية والحيوانية أقل تحملاً للحرارة من المواد المستمدة من أصول معدنية والتي ترجع في أصلها إلى التربة.

من أبرز علماء الكيمياء العضوية العالم السويدي "شيلي"، حيث قام في عام ١٧٧٦م بمعالجة السكر بحامض النيتروجين (V)، وحصل على حامض عضوي، وأنه بالإمكان إنتاج المواد العضوية في المختبر، فقد قام بتحضير أحماض أخرى من أنواع الفواكه، وكذا تحضيره للجلسرين من الدهون.

وفي عام ١٧٧٧م قام العالم الألماني "لافوازييه" بتجارب تحليلية أوصلته إلى أن الجزء الأكبر من أي مادة عضوية يتألف من الكربون والهيدروجين والأكسجين، كما اكتشف غيره من العلماء وجود كميات صغيرة من النيتروجين، والفوسفور والكبريت والهالوجينات.

وفي عام ١٨٢٨م حضر العالم الألماني "فريدريك فوهلر" اليوريا، وهو مركب عضوي من سيانات الأمونيوم وهو مركب غير عضوي نموذجي، وبذلك أثبت بأنه يمكن تصنيع المركبات العضوية، وهو ما يحدث حالياً.

ويرجع تقسيم المواد إلى مركبات عضوية ومركبات غير عضوية إلى أسباب عملية للتمييز بينها.

أهم الفروق بين المركبات العضوية وغير العضوية :

يمكن التعرف على أهم الفروق بين المركبات العضوية والمركبات غير العضوية، وذلك من خلال القيام بالتجربة الموجودة في كتيب التجارب المرفق بهذا الكتاب .

من خلال التجربة سوف تلاحظ أن هذه الاختبارات وغيرها تقسم مجموعة المواد إلى قسمين متميزين نجد في أحدهما السكر، الكحول وحامض البنزويك والفينولفثالين، والتولوين.

وهو ماندعوه بالمركبات العضوية.

والقسم الثاني نجد فيه كبريتات الصوديوم، كلوريد الماغنسيوم، أوكسيد النحاس (II)، الماء وهو ما ندعوه بالمركبات غير العضوية.

وتتمتع مركبات القسم الأول (مركبات الكربون) بخواص استدعت أن تنفرد لها مكان يميزها عن مركبات القسم الثاني (المركبات غير العضوية)، والجدول (١) يوضح ذلك :

م	المركبات العضوية	المركبات غير العضوية
١	تتكون غالباً من عشرة عناصر هي : C,H,O,N,S,P,Cl,B,F,I	تتكون من أي من العناصر.
٢	تتميز ذرة الكربون بظاهرة خاصة وهي اتحادها مع نفسها مع بقية العناصر بواسطة الروابط التساهمية وتكوّن بذلك السلاسل المفتوحة المستقيمة، والمتفرعة وكذلك السلاسل المغلقة.	تتكون المركبات غير العضوية بواسطة الروابط الأيونية، ويكون عددها قليلاً
٣	تشكل المجموعات المتشابهة في المركبات العضوية سلوكاً متشابهاً مكونة بذلك أقساماً مستقلة مثل الكحولات والألدهيدات والأحماض وغيرها.	تشكل أغلبية المواد غير العضوية إما أحماض أو قلويات أو أملاح.
٤	لاتذوب جيدة في الماء ولكنها تذوب في المذيبات العضوية كالكحول والبنزين والكربونات السائلة مثل رباعي كلوريد الكربون والأثيرات	تذوب غالباً في الماء والقليل يذوب في المذيبات العضوية.
٥	سريعة التبخر وتكون درجة غليانها وكذلك درجة انصهارها منخفضة	لا تتبخر بسرعة وتكون درجات غليانها وانصهارها عالية
٦	لا توصل التيار الكهربائي سواء أكانت مصهورة أو في محاليل وتحترق بسرعة.	توصل محاليلها التيار الكهربائي ولاتحترق إلا بصعوبة.
٧	مركبات جزيئية أي أن كل منها يتألف من عدد محدود من الذرات ولاتوجد بينها أيونات وروابطها ذات اتجاه فراغي وتعطي أيزومرات.	تكون تفاعلات أيونية سريعة وبسيطة وروابطها غير ذات اتجاه فراغي ولاتعطي أيزومرات إلا نادراً.

جدول (١)

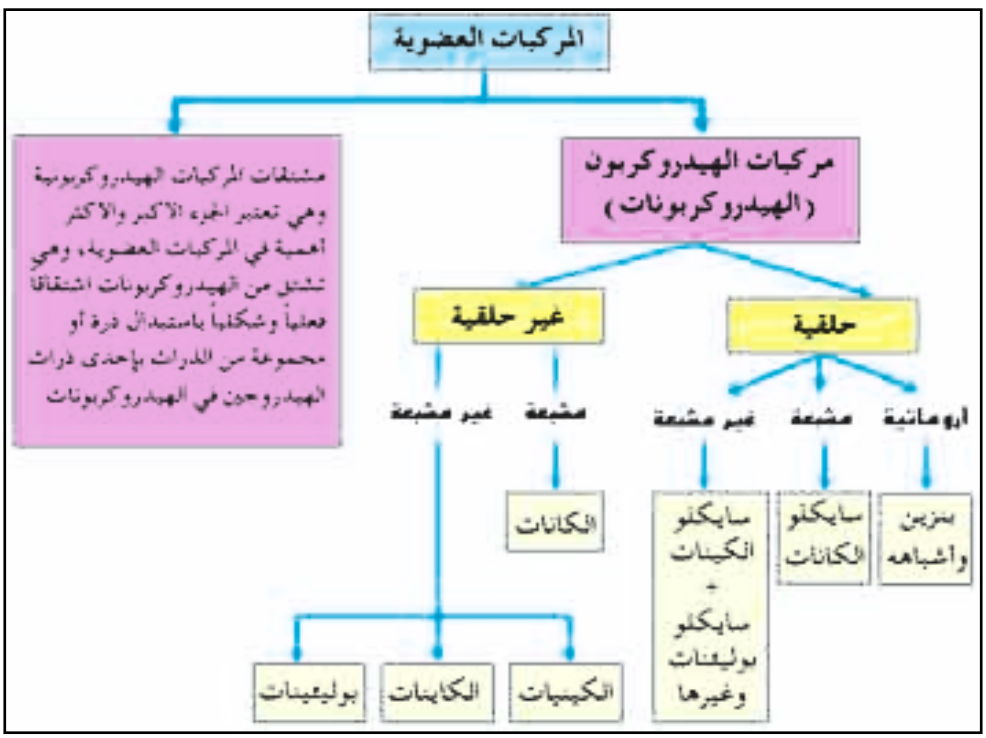
- المركبات العضوية: تحدث معظم تفاعلاتها ببطء نسبي مقارنة بتفاعلات المركبات غير العضوية.
- ما هي أصناف المركبات العضوية؟

سنلاحظ فيما يلي أصناف المركبات العضوية، حيث قسمت هذه المركبات إلى قسمين أساسيين.

أ – مركبات الهيدروكربون (الهيدروكربونات).

ب – مشتقات المركبات الهيدروكربونية.

وخريطة المفاهيم الآتية توضح هذا التقسيم بشكل جيد.



شكل (٢) تقسيم المركبات العضوية

أهم العناصر الداخلة في بناء المركبات العضوية:

تعرفت سابقاً على نوعين من المركبات (المركبات العضوية والمركبات غير العضوية) والفرق بين صفاتها. وأن المركبات العضوية هي تلك المركبات المستخرجة من النباتات والحيوانات، والمركبات غير العضوية هي تلك المركبات التي تستخرج من المكونات المعدنية للأرض.

تسمى المركبات العضوية بمركبات الكربون، حيث يتواجد الكربون في كافة جزيئات مكونات الحياة، حيث أنه من بين العناصر المائة والثمانية عشر الموجودة على سطح الأرض، وهو العنصر الوحيد في كافة هذه المركبات العضوية ولهذا عرفت الكيمياء العضوية بكيمياء الكربون ومركباته. كما تحتوي (الجزيئات) العضوية بالإضافة إلى الكربون عدد آخر نسبياً من العناصر الأخرى وأهمها الهيدروجين، الأكسجين، والنتروجين وبنسب أقل منها من كل من عنصري الفوسفور والكبريت وكذا الهالوجينات.

الروابط الكيميائية:

في المركبات العضوية هناك نوعان من الروابط الكيميائية تعرفت عليها.

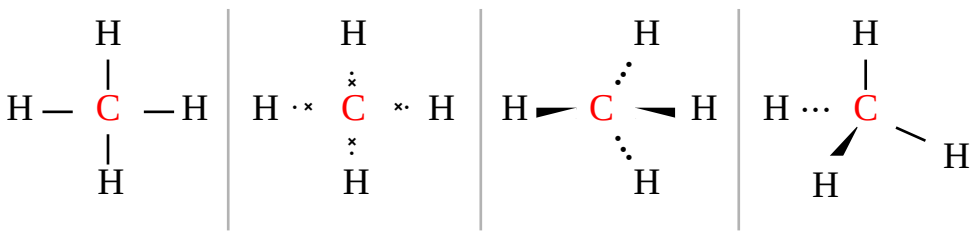
- كيف تعرف الرابطة الكيميائية؟
- اذكر أنواع الروابط الكيميائية التي درستها.
- كيف تنشأ كل من الرابطة التساهمية والرابطة الأيونية؟

الرابطة التساهمية:

الرابطة التساهمية أكثر الروابط الكيميائية شيوعاً في المركبات العضوية، وقد عبر عنها الكيميائيون بخط (–) يصل بين ذرتين، وأن هذه الرابطة عبارة عن إلكترونين اتحدا ببعضهما. وتتكون الرابطة التساهمية في غاز الميثان على النحو الآتي:

رمز غاز الميثان وهو مركب عضوي CH_4

والرابطة التساهمية التي تنشأ في هذا المركب كما يلي:



صيغة خطوط | صيغة نقط | صيغة ذات أبعاد ثلاثية

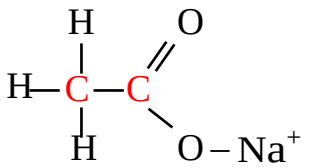
الرابطة الأيونية:

هذا النوع من الروابط موجود في بعض المركبات العضوية كالأملاح مثل:

$CH_3NH_3^+Cl^-$ و $Na^+C_2H_3O_2^-$

من خلال المركبين أعلاه يلاحظ أن الرابطة الأيونية تنشأ أوتنتج عن التجاذب الكهربائي بين أيونين متضادين ومختلفين في الشحنة، وتنشأ الأيونات لأن بعض الذرات لها ميلاً لفقد الإلكترونات كما هو الحال في كلوريد الصوديوم، حيث يميل (Na) لفقد الإلكترونات الموجبة فيه ليكتسبها أيون الكلور السالب Cl^- ليكون $NaCl$ كلوريد الصوديوم.

ولولاحظنا في الروابط التي تنشأ في المركب $Na^+C_2H_3O_2^-$ لوجدنا أن فيه نوعين من الرابطة الأيونية أحادية (–) ورابطة ثنائية (=) مزدوجة. كما يأتي:



الهيدروكربونات:

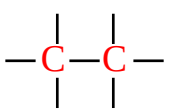
لماذا سميت هذه المركبات العضوية بالهيدروكربونات؟

لوبحثنا عن هذه التسمية سنجد أنها جاءت من العناصر التي تدخل في تركيبها، فالهيدروكربونات عبارة عن مركبات محتوية على عنصرين أساسيين هما الهيدروجين والكربون فقط. ويمكن اعتبار كافة الأنواع المتبقية من المركبات العضوية على أنها مشتقات الهيدروكروبات.

وتقسم الهيدروكربونات إلى قسمين أساسيين هما:

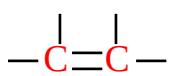
١ – **هيدروكربونات غير حلقية**: هي التي تتضمن الهيدروكربونات الآتية:

أ – الهيدروكربونات المشبعة: وهي التي تحتوي على رابطة واحدة أو أكثر مثل الكانات:

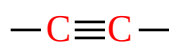


ب– الهيدروكربونات غير المشبعة، مثل:

١. الكينات: وهي مركبات تحتوي على الأقل على رابطة واحدة ثنائية.



٢. الكاينات: وهي مركبات تحتوي على الأقل على رابطة واحدة ثلاثية.



٢ – هيدروكربونات حلقية أو هيدروكربونات اليفاتية :

هي المركبات التي تتضمن مركبات مستقيمة السلسلة ومتفرعة وحلقية، وتقسم هذه الهيدروكربونات إلى المركبات الآتية :

أ – هيدروكربونات أروماتية : مثل البنزين وأشباهه .

ب– هيدروكربونات مشبعة : مثل سايكلو الكانات .

جـ– هيدروكربونات غير مشبعة : مثل سايكلو الكينات، سايكلو بوليئينات – وغيرها وبعد أن أوضحنا جانب واحد من المركبات العضوية وهو مركبات الهيدروكربون أو الهيدروكربونات وسنتعرض بشيء من التفصيل لواحد منها فقط وهي الهيدروكربونات غير الحلقية .

الهيدروكربونات غير الحلقية :

أبسط هذه الهيدروكربونات هي الكانات أو الهيدروكربونات المشبعة .

١– الكانات (AlKanes)

تطلق كلمة الكانات على كل المركبات ذات القاعدة المشتركة للصيغ الكيميائية وهي $[C_nH_{2n+2}]$

حيث أن (n) هي عدد ذرات الكربون .

وتحتوي هذه المركبات باستثناء الميثان على سلاسل من ذرات الكربون متصلة ببعضها بعضاً بواسطة روابط منفردة وأبسط هذه المركبات تلك التي تقع كافة ذرات الكربون فيها في سلسلة واحدة ممتدة وتعرف باسم الكانات النظامية أو مستقيمة السلسلة . أما الكانات الأكثر تعقيداً فتحتوي على سلاسل متفرعة ويطلق عليها اسم الكانات متفرعة السلسلة .

ولمعرفة عدد ذرات الكربون والهيدروجين في كل من مركبات الهيدروكربون (الهيدروكربونات) علينا تطبيق القاعدة أعلاه فمثلاً .

الميثان : وهو أبسط مركب في الكانات عدد ذرات الكربون فيه واحدة، كم عدد ذرات الهيدوجين = ؟

بتطبيق القاعدة أعلاه، نجد أن قيمة (n) = ١

∴ عدد ذرات الكربون في الميثان = ١

عدد ذرات الهيدروجين من القاعدة (C_nH_{2n+2}) واستبدال قيمة (n) بالرقم (١) نجد أن عدد ذرات الهيدروجين هي: $C_1H_{2\times1+2}$ = ٤ ذرات هيدروجين .

أما الإيثان فإن قيمة (n) فيه هي (٢)، وبتطبيق القاعدة نجد أن عدد ذرات الكربون وعدد ذرات الهيدروجين هي : $n = 2$، وبالتعويض. $C_2H_{2\times2+2}$

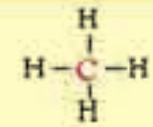
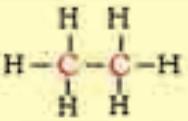
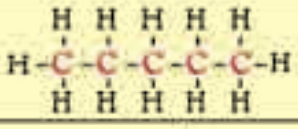
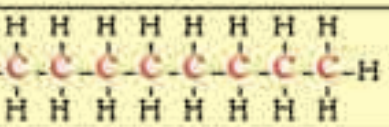
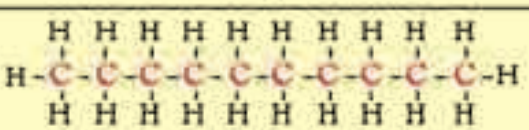
∴ عدد ذرات الكربون = ٢

عدد ذرات الهيدروجين = ٢×٢+٢ = ٦ ذرات.

سيكون رمز الإيثان هو : C_2H_6

وهكذا تستمر المركبات الهيدروكربونية المشبعة (الكانات) لتكوين السلسلة المتجانسة. فكيف يمكنك تطبيق القاعدة (C_nH_{2n+2}) في المركبات العشرة الأولى منها؟

– اكمل الجدول الآتي بعد معرفتك لقيمة (n)

اسم الكان	قيمة (n)	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
ميثان	1		CH_4
إيثان	2		C_2H_6
بروبان	3	؟	؟
بيوتان	4	؟	؟
بنتان	5		C_5H_{12}
هكسان	6	؟	؟
هبتان	7	؟	؟
أوكتان	8		C_8H_{18}
نونان	9	؟	؟
ديكان	10		$C_{10}H_{22}$

جدول (٢)

من خلال الجدول أعلاه عليك الإجابة على الأسئلة الآتية :

- كم يزيد كل مركب عن السابق له في السلسلة بعدد ذرات الكربون؟
- كم يزيد كل مركب عن السابق له في السلسلة بعدد ذرات الهيدروجين؟

وعليه فإن هذه الزيادة في عدد ذرات الكربون وعدد ذرات الهيدروجين تؤثر على مجموعة الخواص فتزداد الكثافة وكذا الانصهار ودرجة الغليان لهذه الهيدروكربونات المشتقة، كما يوضحه الجدول الآتي :

م	اسم الالكان	الصيغة الجزيئية	عدد ذرات الكربون فيه	الكثافة جم / مل	درجة الانصهار م°	درجة الغليان	الخاصية / الحالة
١	ميثان	H_4	١	٠,٤ (-١٦٤م°)	-١٨٢	-١٦١	غازات عديمة الرائحة
٢	إيثان	$_2H_6$	٢	٠,٥٧ (-١٠٠٨م°)	-١٨٣	-٨٩	
٣	بروبان	$_3H_8$	٣	٠,٥٩ (-٤٥م°)	-١٩٠	-٤٥	
٤	بيوتان	$_4H_{10}$	٤	٠,٦٠ (٠م°)	-١٣٨	-١	
٥	بنتان	$_5H_{12}$	٥	٠,٦٣ (٢٠م°)	-١٣٦	+٣٦	سوائل لها رائحة
٦	هكسان	$_6H_{14}$	٦	٠,٦٦ (٢٠م°)	-٩٥	+٦٨	
٧	هبتان	$_7H_{16}$	٧	٠,٦٨ (٢٠م°)	-٩١	+٩٨	
٨	أوكتان	$_8H_{18}$	٨	٠,٧٠ (٢٠م°)	-٥٧	+١٢٦	
٩	نونان	$_9H_{20}$	٩	٠,٧٢ (٢٠م°)	-٥٤	+١٥١	
١٠	ديكان	$_{10}H_{22}$	١٠	٠,٧٣ (٢٠م°)	-٣٠	+١٧٤	
.....	.....	.....	.....	.....	.....	.....	مواد صلبة وعديمة الرائحة ابتداء من $_{28}H_{58}$ وصاعداً
٦٠	هكساكنتان	$_{60}H_{122}$	٦٠	٠,٧٥٢	+١٠١	+٣٣١	

جدول (٣) يوضح التغيرات التي تطرأ على خواص بعض المركبات الهيدروكربونية (الكانات)

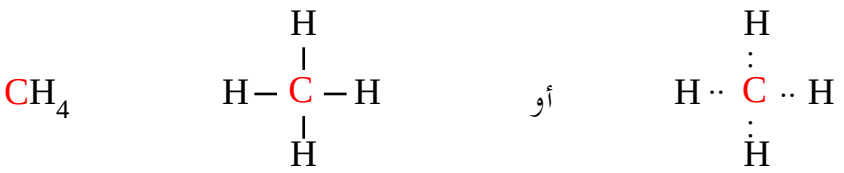
من الجدول أعلاه حدد ما يأتي :

- عدد ذرات الكربون في كل مركب من مركبات السلسلة.
- عدد ذرات الهيدروجين.
- الكثافة، درجة الغليان، ودرجة الانصهار لكل مركب.
- خاصية هذه الركبات.
- سجل ما تلاحظه في كراستك.

ولمعرفة المزيد عن الهيدروكربونات المشبعة نأخذ مثالاً لواحد منها وهو المركب الأول في هذه السلسلة.

الميثان: رمزه CH_4

أبسط مثال للهيدروكربونات، ويلاحظ أن الهيدروكربونات المشبعة الأخرى تتكون من الميثان في جزيئاتها، ومنها ترتبط أربع ذرات من الهيدروجين مع ذرة كربون رباعية التكافؤ.



رمز الميثان　　الصيغة البنائية للميثان

وجوده:

يوجد غاز الميثان في المستنقعات ولهذا فإنه يطلق عليه اسم غاز المستنقعات، كما يتكون من تحلل الخضار والفواكه والمواد النباتية الأخرى بفعل البكتيريا في غليان الأكسجين. كما يوجد غاز الميثان في الغاز الطبيعي وفي مناجم الفحم، حيث يتكون بنسبة مابين ٢٥٪ – ٩٦٪ من الغاز الطبيعي في آبار البترول.

كما يوجد أيضاً في الأمعاء، حيث أن غازات الأمعاء تحتوي على نسبة عالية من غاز الميثان إذ تصل إلى ٥٠٪ أحياناً، كما دلت بعض الدراسات أن الغلاف الجوي لبعض الكواكب يحتوي على غاز الميثان بنسبة متفاوتة.

تحضير غاز الميثان:

يحضر غاز الميثان وذلك بالطرق الآتية:

أولاً : بتسخين كربيد الألومنيوم مع الماء كما في معادلة التفاعل الآتية:

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4\uparrow$$

ميثان + هيدروكسيد الألومنيوم ← ماء + ألومنيوم كربيد

ثانياً: يحضر غاز الميثان في المعامل المدرسية وذلك بتسخين خلات الصوديوم (CH_3COONa) اللامائية مع الجير الصودي كما في المعادلة الآتية:

$$CH_3COONa + NaOH \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + CH_4$$

ميثان + كربونات الصوديوم $\xrightarrow{\text{حرارة}}$ هيدروكسيد الصوديوم + خلات الصوديوم

وذلك باتباع الخطوات الآتية:

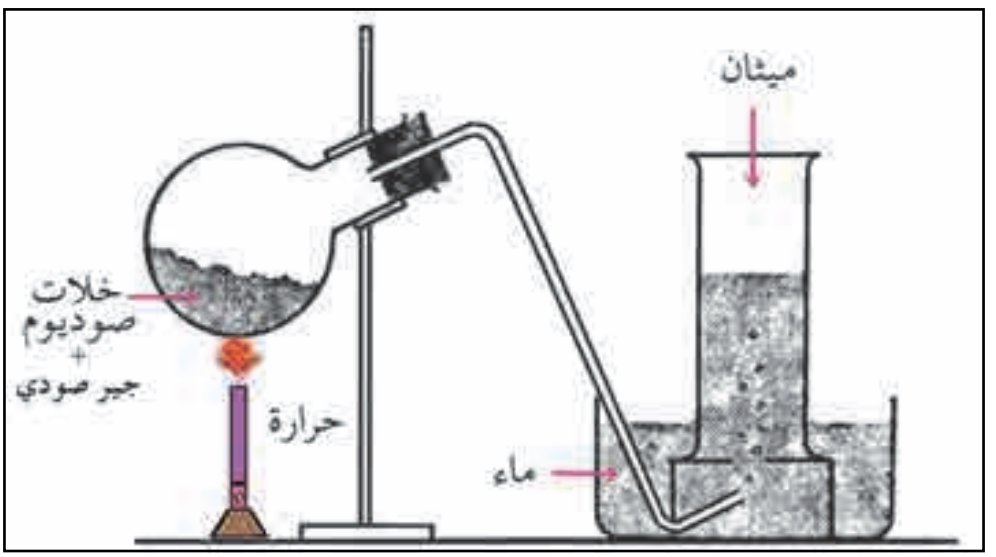
١ – تسحق خلات الصوديوم اللامائية مع أربعة أمثال وزنها من الجير الصودي.

الجير الصودي: هو مخلوط من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الكالسيوم).

٢ – يوضع المخلوط في الجهاز كما هو مبين في الشكل (٣).

٣ – يسخن المخلوط تسخيناً شديداً ويجمع الغاز في مخابير بإزاحة الماء. (أما إذا أريد غازاً نقياً جافاً يستخدم هيدروكسيد الباريوم بدلاً من الجير الصودي.

٤ – يمر الغاز الناتج في زجاجة بها حمض كبريتيك مركز لتجفيفه ويجمع فوق الزئبق.



شكل (٣) تحضير غاز الميثان في المعمل

من خلال التجربة السابقة أجب عن التسؤلات الآتية:

– لماذا يجمع الغاز بالإزاحة السفلية؟

– ما لون الغاز المجمع في المخبار؟

– ما رائحة هذا الغاز؟

– إذا أردنا جمع غار الميثان نقياً فإننا نجمعه بإزاحة الزئبق وليس الماء... لماذا؟

- اختبر ذوبان غاز الميثان في الكحول هل يذوب؟
- سجل ملاحظاتك في كراستك.

من التساؤلات السابقة نجد أن غاز الميثان له خواص فيزيائية منها:

- غاز شفاف عديم اللون والرائحة.
- أخف من الهواء ولهذا يجمع بالإزاحة السفلية للماء، وإذا أردنا غازاً نقياً فإننا نجمعه فوق الزئبق وذلك لشحة ذوبانه في الماء.
- يمكن تحويله إلى سائل بالضغط والتبريد.
- درجة انصهار الميثان – ١٨٤°م
- يغلي غاز الميثان عند – ١٦٤°م.

ولمعرفة خواصه الكيميائية عليك القيام بالتجارب الموجودة في كتيب التجارب المرفق بهذا الكتاب.

من خلال التجارب التي تم تنفيذها ستشاهد أن غاز الميثان له الخواص الكيميائية الآتية:

١ – لا يؤثر على ورقتي دوار الشمس سواء كانت الزرقاء أو الحمراء.

٢ – لا يؤثر على ماء الجير.

٣ – يشتعل غاز الميثان في الهواء الجوي أو الأكسجين بلهب أزرق باهت غير مضيء مكوناً ثاني أكسيد الكربون والماء كما في المعادلة الكيميائية الآتية:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

غاز الميثان هو أحد أسباب حدوث الانفجارات في مناجم الفحم، وذلك لأنه يكون مع الهواء الجوي أو الأكسجين مخلوطاً مفرقعاً يسبب الانفجارات في هذه المناجم.

٤ – لا تؤثر فيه معظم المواد الكيميائية مثل البروم، أو حمض النتريك أو حمض الكبريتيك أو حمض الكروميك أو برمنجنات البوتاسيوم وذلك لكونه مركب ثابت.

كما أن للميثان تفاعلات مختلفة مع الهالوجينات، وذلك لأنه مركب مشبع ترتبط ذرة الكربون فيه بأربعة ذرات هيدروجين ولذا فإن التفاعلات معه بالإحلال أو الاستبدال.

أولاً: مع غاز الكلور:

يتفاعل غار الميثان مع غاز الكلور كالتالي:

أ – إذا كان في الظلام لايحدث تفاعل بينهما.

ب– في وجود ضوء الشمس المباشر.

يتحد غاز الميثان مع غاز الكلور بشدة ويصحب الاتحاد فرقعة مع تكون سحابة سوداء من الكربون والمعادلة الكيميائية تؤكد هذا التفاعل.

$$CH_4 + 2Cl_2 \rightarrow C + 4HCl$$

جـ– في وجود ضو ء الشمس غير المباشر:

يتم التفاعل بينهما بالاحلال حيث تحل ذرات الكلور محل ذرات الهيدروجين لتكوين مشتقات هالوجينية للميثان.

كما في معادلات التفاعل الآتية:

1) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow HCl + CH_3Cl$

أحادي كلوريد الميثان.

2) $CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow HCl + CH_2Cl_2$

ثنائي كلوريد الميثان.

3) $CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow HCl + CHCl_3$

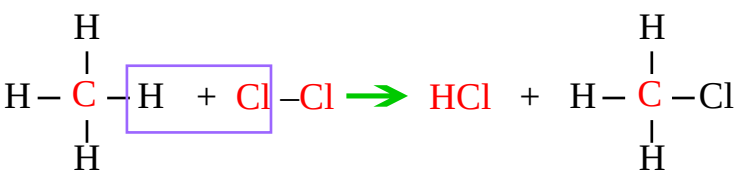
ثلاثي كلوريد الميثان (كلوروفورم).

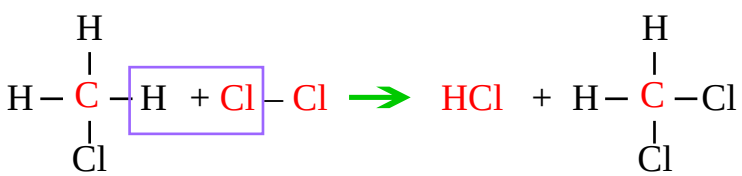
4) $CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow HCl + CCl_4$

رباعي كلوريد الميثان

(رابع كلوريد الكربون)

ويمكن توضيح التفاعلات السابقة بالصورة الآتية:

1)


2)


وعليك الآن إكمال المعادلتين المتبقيتين لتفاعل الميثان مع الكلور.

– سجل ذلك في كراستك.

ثانياً: مع البروم :

يتفاعل غاز الميثان كتفاعله مع غاز الكلور إلا أن التفاعل بينهما لا يحدث إلا بالتسخين.

– اكتب معادلات التفاعل بين غاز الميثان وغاز البروم إذا وجد التسخين.

ثالثاً : مع اليود:

يتفاعل غاز الميثان مع اليود فلا يكتفي التسخين فقط وإنما لابد من وجود عامل حفاز مثل حمض اليوديك، أو حمض النيتريك الذي يحلل حمض الهيدروأيوديك الناتج من تفاعل اليود مع غاز الميثان. وذلك لأن هذا الحمض عامل مختزل قوي يعكس تفاعل الإحلال بين الميثان واليود.

كما في المعادلتين الآتيتين:

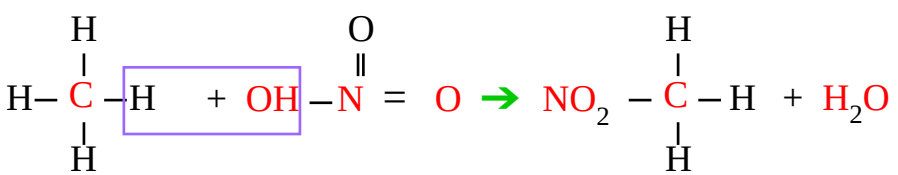
$$CH_4 + I_2 \rightleftharpoons CH_3I + HI$$

$$HIO_3 + 5HI \rightarrow 3I_2 + 3H_2O$$

حمض اليوديك حمض الهيدروأيوديك

رابعاً: مع حمض النيتريك: HNO_3

يتفاعل غاز الميثان مع أبخرة حمض النيتريك عند درجة ٤٠٠–٤٥٠°م، حيث تحل مجموعة نيترو (NO_2) محل ذرة الهيدروجين في غاز الميثان ويتكون النيتروميثان (CH_3NO_2) كما يأتي:



نيتروميثان

استخدامات غاز الميثان:

لغاز الميثان استخدامات كثيرة منها:

١ – عند تسخين غاز الميثان عند ١٠٠٠°م ينحل إلى عناصره المكونة له وهي الكربون والماء. وهنا يمكن الحصول على عنصر الكربون مجزأ تجزيئاً دقيقاً يعرف تحت

اسم أسود الكربون وهذا الأخير يستخدم في صناعة أحبار الطباعة وإطارات السيارات .

$$CH_4 \longrightarrow C + 2H_2$$

٢ – عند إمرار خليط من غاز الميثان وبخار الماء فوق النيكل المثبت على أكسيد الألمونيوم (الومينا) عند درجة ٧٢٥°م يمكن الحصول على الهيدروجين الذي يستخدم في صناعة النشادر (NH_3)

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow[Ni/Al_2O_3]{٧٢٥^\circ م} C + 3H_2\uparrow$$

٣ – يدخل غاز الميثان في تحضير الكثير من المركبات الهامة مثل كلوريد الميثيل وكلوريد الميثلين، الكحول الميثلي، الفورمالدهيد .

٤ – يستخدم غاز الميثان كوقود سائل وذلك بعد إسالته بالضغط والتبريد .

٢- الكينات (AlKenes)

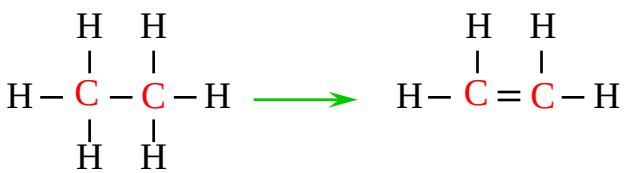
وتطلق كلمة الكينات على كل المركبات ذات الصيغة الكيميائية المشتركة الآتية :

C_nH_{2n} ، حيث أن (n) هي عدد ذرات الكربون .

كما تسمى هذه الهيدروكربونات بالأوليفينات وهي غير مشبعة لأنها تقل عن البرافينات (الكانات) المماثلة لها بذرتي هيدروجين .

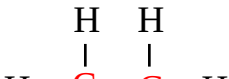
وتتميز الكينات بوجود رابطتين بين ذرتي الكربون أي رابطة إزدواجية (C=C) .

ولو أخذنا جزيء الإيثان المشبع وهو الفرد الثاني في سلسلة الهيدروكربونات المشبعة (الكانات) فعند انتزاع ذرتي هيدروجين من هذا الجزيء فإننا نحصل على مركب جديد يحمل رابطتين بين ذرتي الكربون ويسمى إيثلين ورمزه (C_2H_4) وهو أول فرد في سلسلة الكينات .



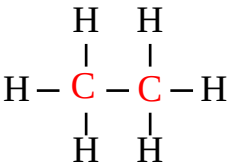
إيثان إيثيلين

كـما قـد تحـتوي هذه الـكينات على أكـثـر من رابطة ثنائية واحـدة ويشـتق اسم الأوليـفين من اسم البـرافين المقابـل له باسـتبـدال المقـطع (آن) بالمقطع (يـن)، ولذلك تنتـهي أسـماء أفراد هذه المجـموعـة بالمقطع (ين ene) دلالة على وجـود رابطة ثنائية بالجزيء. وفي أحيان كثيرة يستبدل المقطع الأخير بالمقطع (لين Lene) ويشمل كل فرد من أفراد السلسلة على مجموعة ميثلين (CH_2) أكثر من الفرد السابق له.



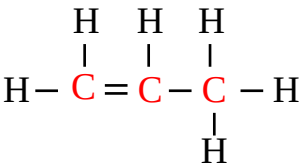
الايثين (الإيثيلين)

$CH_2 = CH_2$



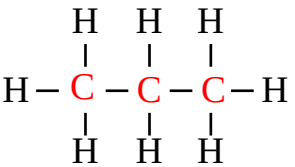
الإيثان

$CH_3 - CH_3$



البروبين (البروبلين)

$CH_2 = CH - CH_3$

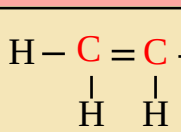
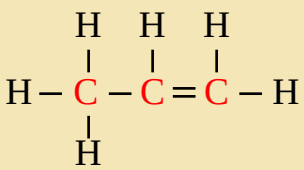


البروبان

$CH_3 - CH_2 - CH_3$

وبعد أن عرفت الأفراد العشرة الأولى من الكانات وعرفت القاعدة الخاصة بأفراد الكينات عليك الآن تسمية ماتبقى منها محدداً فيها:

- عدد ذرات الكربون لكل من أفراد السلسلة.
- عدد ذرات الهيدروجين.
- اسم المركب ورمزه وصيغته البنائية.
- سجل ذلك في كراستك باستكمال معلومات الجدول الآتي:

م	اسم الكين	رمزه	قيمة (n)	الصيغة البنائية
١	الإثيلين أو الإيثين	C_2H_4	2	
٢	البروبلين أو البروبين	C_3H_6	3	
٣	البيوتين أو البيوتلين		4	
٤		C_5H_{10}	5	
٥	الهكسين		6	
⋮ ١٠	⋮	⋮ $C_{10}H_{20}$	⋮ 10	

جدول (٤)

الخواص الفيزيائية للألكينات :

تشبه الهيدروكربونات غير المشبعة في خواصها الفيزيائية الهيدروكربونات المشبعة (الألكانات) المساوية لها في عدد ذرات الكربون حتى الفرد الرابع في السلسلة، تكون كلها غازات ماعدا (٢– بيوتين فإن درجة غليانه ٢٧م) والألكينات التي بها رابطة غير مشبعة واحدة والتي تحتوي على (٥ ذرات كربون إلى ٢٠ ذرة كربون) تكون كلها سوائل، ومازاد على ذلك فهي صلبة، ويؤدي التفرع أو تعدد الروابط غير المشبعة عادة إلى إحداث أثر على درجات الغليان ودرجات الانصهار.

الكينات مثلها مثل الكانات المشبعة فهي قليلة الذوبان جداً في الماء.

وبمقارنة الإيثان (مشبع) مع الإيثلين (غير مشبع) تظهر تفوق الأخير في الذائبية (٠,٠٣ مول / لتر للإيثان، وخمسة أضعاف ذلك للإيثلين)، والسبب في

ذلك حدوث نوع من الترابط بين إلكترونات رابطة (π) وهيدروجين الماء وهو نوع ضعيف من الترابط والجدول الآتي يوضح الخواص الفيزيائية لبعض المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة ذات الرابطة الثنائية (الألكينات) .

اسم الكين	الصيغة البنائية	الحالة الفيزيائية عند درجة الحرارة العادية	درجة الانصهار م°	درجة الغليان م°	الكثافة في الحالة السائلة جم/مل
إيثلين أو إيثين	$CH_2 = CH_2$	غاز	١٦٩-	١٠٤-	٠,٥٧٠ عند درجة الغليان
بروبلين أو بروبين	$CH_3 - CH = CH_2$	غاز	١٨٥-	٤٨-	١,٥ عند درجة الغليان
١ - بيوتين	$CH_3-CH_2-CH = CH_2$	غاز	١٨٥-	٦,٣-	٠,٦ عند درجة الغليان
إيزوبيوتين أو ٢- ميثيل -١- بروبين	$\begin{matrix} CH_3 \\ \vert \\ CH_3-CH = CH_2 \end{matrix}$	غاز	١٤٠-	٦,٩-	٠,٥٩ عند درجة الغليان
١- بنتين	$CH_3-CH_2-CH_2-CH=CH_2$	سائل	١٦٥	٣٠,٠	٠,٦٤

جدول (٥) يوضح التغيرات التي تطرأ على خواص بعض المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة (الكينات)

يلاحظ من الجدول (٥) أن الألكينات الأربعة الأولى كلها غازات عديمة اللون وبارتفاع عدد ذرات الكربون في الجزيء تتغير خواصها الفيزيائية لتصبح سوائل ثم مواد صلبة . كما أن جميعها عديمة الذوبان في الماء وتشتعل بلهب مضيء .

وتختلف الألكينات في خواصها الكيميائية عن الكانات في أنها تدخل في تفاعلات كثيرة بسهولة تامة فهي أكثر نشاطاً، كما أن معظم تفاعلاتها تتم بالإضافة وليس بالإحلال .

- ما سبب ذلك؟

لأن مركباتها غير مشبعة تحتوي على رابطة ثنائية في الجزيء .

ولمعرفة سلوك هذه المركبات غير المشبعة نأخذ مثالاً لها وهو أول مركب في هذه السلسلة وهو الإيثين.

الإيثين: أو الإيثلين رمزه (C_2H_4)

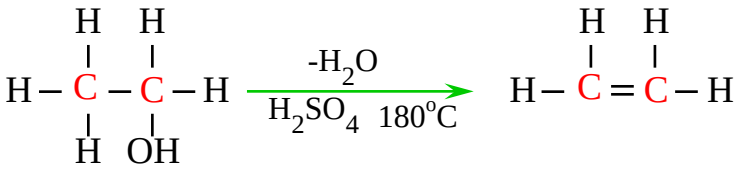
وهو أول مركب في سلسلة الأوليفينات وأبسطها.

تحضير الإيثين:

يحضر الإيثين من الكحول الإيثيلي (CH_3CH_2OH)

١- تحضير الإثين في المعمل:

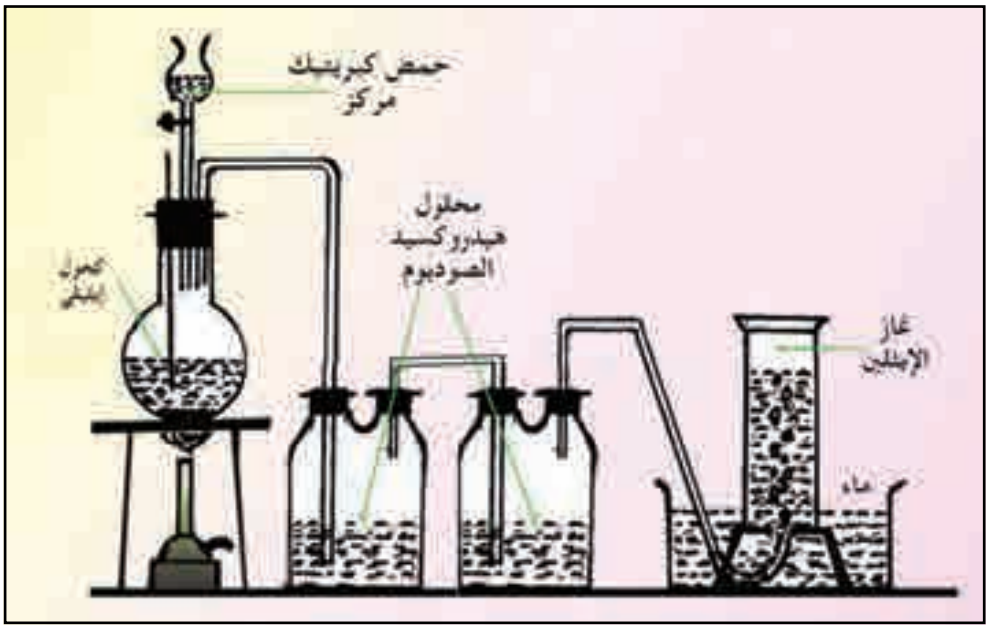
بانتزاع عنصري الماء من الكحول الإيثيلي كما في المعادلة الكيميائية الآتية:



كحول إيثيلي — إيثين

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow[H_2SO_4\ 180^oC]{-H_2O} CH_2 = CH_2$$

- ركب الجهاز المبين في الشكل أدناه:



شكل (٤) تحضير غاز الإثين في المعمل

- ضع في الدورق الزجاجي قليلاً من الكحول الإيثيلي.
- ضع قليلاً من حمض الكبريتيك المركز في القمع مع التأكد من أن صنبور القمع مقفلاً.
- ضع تحت الدورق الزجاجي حمام رملي ليقلل من درجة الحرارة عند التسخين.
- اشعل الموقد ليبدأ التفاعل.
- افتح صنبور القمع بالتدريج ولاحظ ما يحدث.
- مرر الغاز الناتج خلال قارورتين في كل منهما هيدروكسيد الصوديوم لإزالة ثاني أكسيد الكربون وثالث أكسيد الكبريت.
- اجمع الغاز في مخابر بإزاحة الماء كما يلاحظ في الشكل.

عند تسخين الكحول الإيثيلي مع زيادة من حمض الكبريتيك المركز سيتكون أولاً مركب كبريتات الإيثيل الهيدروجينية ($CH_3CH_2–HSO_4$) التي تنحل عند درجة حرارة ١٧٠ْم إلى حمض الكبريتيك مرة أخرى ويتصاعد الإيثين، كما في معادلة التفاعل الآتية:

$$CH_3 – CH_2 – \boxed{OH} + H – H – SO_4 \xrightarrow{80^oC} CH_3CH_2HSO_4 + H_2O$$

كحول إيثيلي — حمض كبريتيك — كبريتات الإيثيل الهيدروجينية

$$CH_3 – CH_2 – HSO_4 \xrightarrow{١٧٠ْم} CH_2 = CH_2 + H_2SO_4$$

كبريتات الإيثيل الهيدروجينية — غاز الإيثين

٢ – تحضير غاز الإيثين في الصناعة: وذلك بإمرار بخار الكحول الإيثيلي فوق أكسيد الومنيوم (ألومنيا) مسخن عند حوالي ٣٥٠ْم وهذه الطريقة يحضر منها غاز الإيثين تجارياً.

للكشف عن خواص الإيثين عليك القيام بالآتي:

- ما لون الغاز المجمع في المخابير؟
- حاول شم الغاز.
- هل له رائحة؟ مارائحته؟
- مرر الغاز في أنبوبة تحتوي على الماء.
- هل أثر على الماء؟

- مرر الغاز في أنبوبة اختبار بها كحول أولاً ثم أخرى بها محلول إيثر.
- ما تأثير الغاز على كل من الكحول والإيثر؟
- سجل ملاحظاتك ومشاهداتك في كراستك.

من خلال ما قمت به ستجد أن غاز الإيثين خواصه هي:

١ – غاز عديم اللون.

٢ – له رائحة أثيرية ضعيفة.

٣ – شحيح الذوبان في الماء.

٤ – يذوب بسهولة في الكحول والإيثر.

- سجل درجة انصهار الإيثين ودرجة غليانه في كراستك. ولمعرفة خواصه الكيميائية عليك القيا م بالآتي:
- ما تأثير غاز الإيثين على ورقتي دوار الشمس الزرقاء والحمراء؟
- مرر غاز الإيثين في أنبوبة اختبار بها ماء الجير.
- ماذا تلاحظ؟
- سجل ما تلاحظه في كراستك.
  - غاز الإيثين لايؤثر في ورقتي دوار الشمس الحمراء أو الزرقاء.
  - لا يؤثر في ماء الجير.

يشتعل غاز الإيثين في وجود الهواء أو الأكسجين بلهب مضيء، مكوناً غاز ثاني أكسيد الكربون والماء، كما يلاحظ من المعادلة الآتية:

$$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O + \text{طاقة حرارية}$$

التفاعلات بالإضافة:

نتيجة لأن الكينات مركبات غير مشبعة فهي لا تتفاعل بالإحلال بل بالإضافة، وعليه فالإيثين له تفاعلات منها:

١– مع الهيدروجين:

يتحد الإيثين مع الهيدروجين في وجود عامل حفاز من النيكل المجزأ الساخن ويتكون الإيثان.

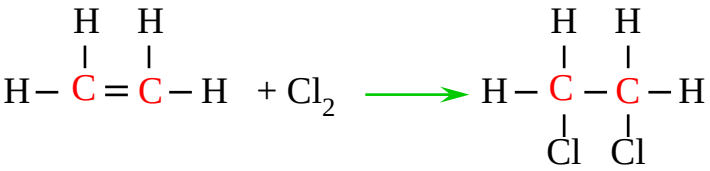
$$\underset{\text{إيثين}}{CH_2 = CH_2} + H_2 \xrightarrow[\text{مجزأ ساخن}]{\text{نيكل}} \underset{\text{إيثان}}{CH_3 - CH_3}$$

٢- مع الهالوجينات :

يتفاعل الإيثين بالإضافة مع الكلور أو البروم وتتكون مشتقات ثنائية الهالوجين.

$$CH_2=CH_2 + Cl_2 \longrightarrow C_2H_4Cl_2$$

إيثين — إيثين ثنائي الكلوريد



ويتفاعل الإيثين مع البروم كتفاعله مع الكلور.

- اكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل في كراستك.

أما اليود فلايتفاعل مع الأوليفينات (الكينات) تحت الظروف العادية لأنه أقل فعالية من الكلور والبروم.

٣ - مع الأحماض الهالوجينية :

يتحد الإيثين مع هاليدات الهيدروجين (HI, HBr , HCl) حيث تتصل ذرة الهالوجين بإحدى ذرتي كربون (الرابطة ثنائية) وتتصل ذرة الهالوجين بذرة الكربون الأخرى.

$$CH_2= CH_2 + HI \longrightarrow CH_3 - CH_2I$$

إيثين — يوديد الأيثيل

- اكتب معادلتي تفاعل الأيثين مع كلٍ من (HBr, HCl) وسجل ذلك في كراستك.

٤- مع حمض الكبريتيك المركز :

يتفاعل الإيثين مع حمض الكبريتيك المركز عند حوالي ١٧٠°م.

- اكتب معادلتي التفاعل للايثين مع حمض الكبريتيك.
- سجل هاتان المعادلتان في كراستك.

البلمرة : Polymeriztion :

Poly = Many , Mires = Parts

البلمرة :عبارة عن تجمع عدد من الجزيئات البسيطة لمركب معين تحت ظروف خاصة لتكوين نواتج لها نفس الصيغة الأولية، ولكن وزنها الجزيئي مضاعف للوزن الجزيئي للمركب الأصلي. فإذا تجمع جزيئات فقط فتعرف هذه العملية بالتجمع

الثنائي (Dimerization) أما إذا كان التجمع أكثر من جزيئين فإنه يطلق على هذه العملية بالبلمرة (Polymerization).

وبلمرة الإيثين ينتج عنها سلسلة متجانسة مشبعة، فإذا تجمع جزئين من الإيثين يسمى هذا التجمع ثنائي الإيثين، أما إذا تجمع أكثر من جزئين من الإيثين فيسمى (Polyethelene) أو(Polyethene)، وهذه المادة اللدنة مهمة في الصناعة الحديثة حيث تصنع منها أغراض مختلفة مثل البلاستيك والبويات، والقاعدة العامة للبلمرة هي :

$$n(CH_2 = CH_2) \longrightarrow (-CH_2 - CH_2-)_n$$

حيث (n) عدد جزيئات الإيثين أو الإيثلين.

استخدامات الإيثين.

يدخل الإيثين في كثير من الصناعات المختلفة حيث يستخدم في :

١ – في انضاج الفاكهة.

٢ – كمادة مخدرة.

٣ – في تحضير الكثير من المركبات مثل اللداين والبويات والمذيبات العضوية.

ثالثاً : الهيدروكربونات غير المشبعة (-C ≡ C-) ثلاثية الرابطة (الكاينات AlKynes)

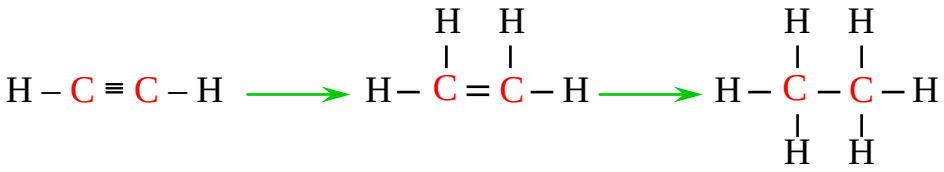
الكاينات : هيدروكربونات غير مشبعة تحتوي على رابطة ثلاثية (–C ≡ C–) بين ذرتي كربون فيها ولذلك فإن عدد ذرات الهيدروجين الموجود فيها تقل ذرتين عن الموجود في الألكينات $-\overset{|}{C}=\overset{|}{C}-$ المقابلة لها وتقل بمقدار أربع ذرات هيدروجين عن الموجود في الألكانات المشبعة ($-\overset{|}{C}-\overset{|}{C}-$) ولذا فإن صيغتها العامة هي :

$$C_nH_{2n-2}$$

حيث أن (n) = عدد ذرات الكربون في المركب.

وتنتهي أسماء أفراد هذه المجموعة بالمقطع (آين yne) دلالة على وجود رابطة ثلاثية بالجزيء.

أبسط أفراد هذه المجموعة هو الاستيلين أما الأفراد التالية فيمكن اعتبارها مشتقات له، ويشمل كل فرد من أفراد هذه السلسلة كما هو الحال في الألكانات والألكينات على مجموعة ميثيلين (–CH_2–) أكثر من الفرد السابق له في المجموعة لتكوين السلسلة المتجانسة.



وفيما يلي جدولاً يوضح بعض أسماء الأفراد للسلسلة المتجانسة للألكاينات (Alkynes) عليك إكماله وتسمية هذه الأفراد.

اسم الكاين	قيمة (n)	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
إيثاين أو أسيتلين	2	$H-C\equiv C-H$	C_2H_4
بروباين	3	$H-C\equiv C-\underset{H}{\overset{H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-H$	C_3H_4
بيوتاين	4	؟	؟
		؟	C_5H_8
هكساين	6	$H-C\equiv C-\underset{H}{\overset{H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-\underset{H}{\overset{H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-\underset{H}{\overset{H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-\underset{H}{\overset{H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-H$	
هبتاين	7	؟	؟
أوكتاين	8	؟	؟
نوناين	9	؟	؟
ديكاين	10	؟	؟

جدول (٦)

ولمعرفة المزيد عن الهيدروكربونات غير المشبعة (الكاينات) نأخذ مثالاً منها هو المركب الأول في السلسلة المتجانسة للهيدروكربونات غير المشبعة ثلاثية الرابطة (– C ≡ C –) وهو الاسيتلين.

الأسيتلين :

وهو أبسط المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة ثلاثية الرابطة (–C≡ C–) (الألكاينات)

C_2H_2 $\quad\quad$ $H - C \equiv C - H$

الصيغة الجزيئية للأسيتلين $\quad\quad$ الصيغة البنائية للأسيتلين

وجوده :

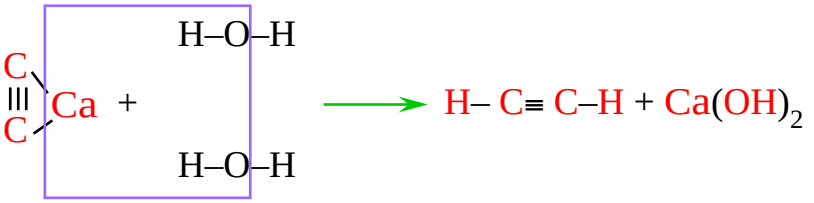
يوجد الأسيتلين بكمية ضئيلة حوالي ٠,٠٦٪ في غاز الفحم وفي النواتج الغازية لتقطير الفحم والخشب .

تحضير الأسيتلين في المعمل :

١– بتفاعل الماء مع كربيد الكالسيوم

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

كربيد الكالسيوم $\quad\quad$ أسيتلين



فكيف يتم تحضيره؟

للإجابة على هذا السؤال قم بتنفيذ التجربة الآتية :

١ – ركب الجهاز المبين في الرسم شكل (٥) .

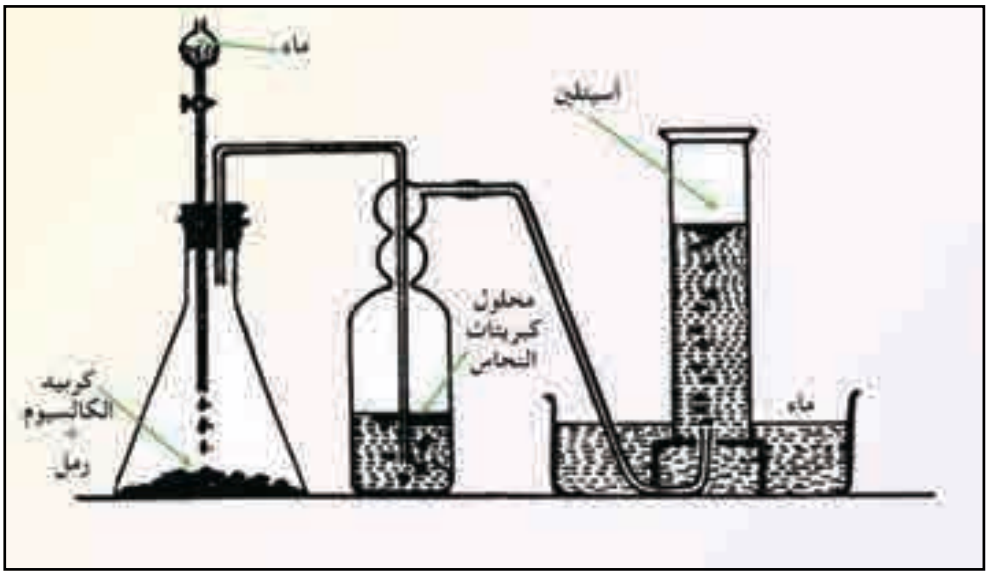
٢ – ضع في الدورق كمية قليلة من كربيد الكالسيوم فوق كمية من الرمل قد وضعت مسبقاً في الدورق .

٣ – ضع في القمع كمية من الماء مع جعل الصنبور مقفلاً .

٤ – افتح الصنبور لخروج الماء المقطر قطرة قطرة فوق كربيد الكالسيوم والرمل . (بعد أن تتأكد أن جميع الخطوات قد تمت) .

٥ – قم بجمع الغاز فوق الماء (كما في الرسم) .

(للحصول على غاز الأسيتلين نقياً يمرر الغاز الناتج على حمض كبريتيك مخفف للتخلص من النشادر، ثم يمرر في ماء الجير للتخلص من كبريتيد الهيدروجين، ثم في مسحوق إزالة الألوان للتخلص من الفوسفين وهي الشوائب التي تنتج من وجود كبريتيد وفوسفيد الكالسيوم مختلطة عادة بكربيد الكالسيوم .



شكل (٥) تحضير الأسيتلين في المعمل

تحضيره في الصناعة :

يحضر الأسيتلين في الصناعة بعدة طرق ولكن أبسطها وأقلها تكلفة هي الطريقة التي يحضر بها الأسيتلين في المعمل من تفاعل كربيد الكالسيوم مع الماء وفي الصناعة بآلات كبيرة وبكميات تجارية .

للكشف عن الغاز بعد تحضيره قم بما يأتي :

- ما لون الغاز ؟
- لماذا يجمع بالإزاحة السفلية للماء؟
- سجل ملاحظاتك في كراستك .

تحذير :
لا تحاول شم الغاز فهو سام مثله مثل أول أكسيد الكربون .

ويمكن تلخيص خواص غاز الأسيتلين الفيزيائية بأنه :

- غاز عديم اللون .
- يتميز برائحة إيثرية ضعيفة في حالته النقية .
- أخف من الهواء لذا فهو يجمع بالإزاحة السفلية .
- درجة انصهاره – ٨٤°م .
- درجة غليانه –٧٥°م .
- قليل الذوبان في الماء ولكنه يذوب في الكحول .

الخواص الكيميائية :

لمعرفة خواص غاز الأسيتلين عليك القيام بالآتي :

- ضع ورقة دوار الشمس (الحمراء أو الزرقاء) في مخبار يحتوي غاز الأسيتلين .
- هل أثر الغاز على أي من الورقتين؟
- سجل ملاحظاتك .
- مرر الغاز في أنبوبة اختبار تحتوي على ماء الجير .
- هل أثر الغاز عليه؟
- سجل ملاحظاتك .

يلاحظ أن غاز الأسيتلين لا يؤثر على أي من ورقتي دوار الشمس سواء الزرقاء أو الحمراء . كما أنه لا يؤثر على ماء الجير .

- غاز الأسيتلين يشتعل في الهواء أو في جو من الأكسجين بلهب مضيء مدخن ويحدث التفاعل الآتي :

$$2C_2H_2 + 3O_2 \xrightarrow{\text{اشتعال}} 2CO_2 + 2H_2O + 2C\downarrow$$

أسيتلين أكسجين ثاني أكسيد الكربون ماء كربون

أما إذا كانت كمية الهواء أو الأكسجين كافية فإنه يحترق احتراقاً تاماً بلهب ساخن جداً وينتج عن ذلك ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء .

$$2C_2H_2 + 5O_2 \xrightarrow{\text{اشتعال}} 4CO_2 + 2H_2O + \text{طاقة حرارية}$$

تفاعلات الأسيتلين بالإضافة :

نتيجة لعدم تشبع مركب الأسيتلين فهو يتفاعل في أغلب الأحوال بالإضافة، شأنه في ذلك شأن مركب الإيثين إلا أنه يحتاج إلى ضعف عدد الجزيئات اللازمة لإشباع جزيء الإيثين كما يأتي :

١- تفاعله مع الهيدروجين :

يتحد الأسيتلين مع الهيدروجين في وجود البلاتين أو النيكل المجزأ تجزيئاً دقيقاً كعامل حفاز . فإنه يتكون غاز الإيثين، وإذا زادت كمية الهيدروجين فإنه يتكون غاز الإيثان .

$$HC\equiv CH \xrightarrow[\text{بلاتين}]{+H_2} CH_2=CH_2 \xrightarrow[\text{بلاتين}]{+H_2} CH_3-CH_3$$

أسيتلين إيثين إيثان

اكتب هذا التفاعل في كراستك بطريقة الصيغة البنائية.

٢- تفاعله مع الهالوجينات:

يتحد الأسيتلين مع الكلور بشدة وقد يصاحب التفاعل لهب وضوء وذلك لانفصال الكربون في التفاعل.

$$HC \equiv C{-}H + Cl_2 \longrightarrow 2C + 2HCl$$

وفي ظروف معينة يتفاعل الكلور مع الأسيتلين فيتكون أولاً أسيتلين ثنائي الكلوريد ثم أسيتلين رباعي الكلوريد.

$$H{-}C \equiv C{-}H + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{أسيتلين ثنائي الكلوريد}}{C_2H_2Cl_2} + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{أسيتلين رباعي الكلوريد}}{C_2H_2Cl_4}$$

وبنفس الطريقة يتفاعل الأسيتلين مع البروم.

- اكتب معادلة التفاعل لغاز الأسيتلين مع غاز البروم.
- سجل ذلك في كراستك.

أما مع اليود فلا يتفاعل الأسيتلين في الظروف العادية.

استخدامات الأسيتلين:

يستخدم الأسيتلين في الآتي:

١ - في إنضاج الفواكه.

٢ - في الحصول على لهب الأكسي أسيتلين المستعمل في لحام المعادن وقطعها.

٣ - في تحضير الأسيتالدهيد وحمض الأسيتيك (الخليك) والكحول الإيثيلي.

٤ - في تحضير الكثير من المركبات اللازمة لصناعة البلاستيك والألياف.

تقويم الوحدة

نتـوقع منك بعـد الانتـهـاء من دراسـة هذه الوحـدة أن تكون قـادراً على الإجـابة عن الأسئلة الآتية :

١ – عرف كلاً مما يأتي واعطي مثالاً لكل تعريف :

– الرابطة التساهمية. – الرابطة الأيونية.

٢ – ما أهمية علم الكيمياء العضوية في الحياة؟

٣ – أعطاك مدرسك عدة مواد عضوية وغير عضوية مثل : كبريتات النحاس، كلوريد الكالسيوم، خشب، أوكسيد الماغنيسيوم، كحول، سكر، دقيق، كبريتات البوتاسيوم، تولوين، حامض البنزويك.

– كيف تفرق بين هذه المواد فيما إذا كانت عضوية أو غير عضوية.

٤ – تعرف على أنواع الروابط فيما إذا كانت رابطة تساهمية أو أيونية في المركبات الآتية :

CaC_2 , CH_3COONa , C_2H_2 , CH_4

٥ – أي الصيغ الآتية تمثل الألكانات :

C_4H_{10} , C_5H_{12} , C_2H_2 , C_2H_4 , C_3H_6 , C_2H_6

CH_4 , $C_{10}H_{22}$, $C_{15}H_{30}$, C_4H_6 , C_6H_{10}

٦ – ما الفرق بين المركبات الهيدروكربونية الآتية مع ذكر مثالين لكل نوع. الألكانات، الألكينات، الألكاينات؟

٧ – اكتب الصيغ النبائية للمركبات الآتية مع ذكر اسم المركب :

C_2H_8 , C_5H_{10} , C_3H_8 , C_2H_2

C_5H_{12} , $C_{10}H_{20}$, C_7H_{14} , C_9H_{20}

٨ – اشرح تجربة كيف يمكن تحضير غاز الايثين في المعمل مبيناً ذلك بمعادلة التفاعل.

٩ – ما الفرق بين تفاعلات الإضافة وتفاعلات الإحلال وتوضيح ذلك بالمعادلات الكيميائية الموزونة؟

١٠ – ما المقصود بالبلمرة؟ وهل يمكن أن تحدث تفاعلات البلمرة في الألكانات؟ وضح السبب؟

المصطلحات والمفاهيم العلمية

Observing	الملاحظة
Classifying	التصنيف
Measuring	القياس
Interpretting	التفسير
Deducting	الاستنباط
Inducting	الاستقراء
Infening	الاستنتاج
Cpredicting	التنبؤ
Controlling Variables	ضبط المتغيرات
Using numbers	استخدام الأرقام
Space - Time Relationships	استخدام العلاقات المكانية والزمانية
Communicating	الاتصال
Hypothesizing	فرض الفروض
Experimenting	التجريب
Atomic Model	النموذج الذري
Cathode Rays	أشعة المهبط
Canal Rays	أشعة القنال
X - Rays	الأشعة السينية
Electrons	الإلكترونات
Brotons	البروتونات
Emission Lines	خطوط الانبعاث
Absorption Lines	خطوط الامتصاص
The Mechanical W.T.of A.	النظرية الميكانيكية الموجية للذرة
The Atomic Orbital Theory	نظرية الأفلاك الذرية
Aufbau Principle	مبدأ البناء التدريجي
Orbital	الأفلاك
Law of Octaves	قانون الثمانيات
Groups	المجموعات
Periods	الدورات

Representative	العناصر المثالية
Lanthanids	سلسلة اللنثانيدات
Actinides	سلسلة الأكتينيدات
Atomic Radius	نصف القطر الذري
Ionization Energy	طاقة التأين
Electron Affinity	الميل الإلكتروني
Electronegafivity	السالبية الكهربية
The Alkaline Metals	العناصر القلوية
Photoelectric Cel	الخلايا الكهروضوئية
Paking Powder	خميرة الخبز
Atomic Mass	الكتلة الذرية
Mole	المول
Avogadro's Number	عدد أفوجادرو
Gram Atomic Mass	الكتلة الذرية الجرامية
Molecular Mass	الكتلة الجزيئية
Gram Molecular Mass	الكتلة الجزيئية الجرامية

تم الكتاب بحمد الله