الوحدة 01: بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية (مخففة)

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا

المجال: المادة وتحولاتها.

الوحدة 01: بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية.

الأستاذ: طواهرية عبد العزيز.

المدة الاجمالية للوحدة: 17سا.

مؤشرات الكفاءة:

- يكشف عن بعض الأنواع الكيميائية ويميز بين النوع الكيميائي والفرد الكيميائي.
- يطبق نموذج التوزيع الالكتروني.
- يقارن الذرّة بنواتها من حيث: الحجم، الشحنة والكتلة.
- يبيّن بين العنصر الكيميائي ونظرائه.
- يربط الخصائص الكيميائية لعنصر بعدد الكترونات المدار الخارجي لذرته.
- يتوقع صيغة جزيئية مجملة لنوع كيميائي.
- يميز من خلال الجدول الدوري المبسط بين العائلات الكيميائية.
- يوظف نماذج (لويس، جيليسبي وكرام) لتمثيل الجزيئات.
- يبرر بعض الخصائص الفيزيائية والكيميائية للمادة.

الأسئلة المطروحة:

- ما هي اخطار المواد الكيميائية؟
- ما هي شروط الأمن في المخبر الكيميائي.

النشاطات المقترحة:

- أنشطة تحقق الكفاءات المستهدفة.

الوسائل المستعملة:

- جهاز الكمبيوتر المحمول.
- جهاز العرض.
- مختلف المحاليل وأجهزة المخبر.

مراحل سير الوحدة:

1- الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية.
2- من النموذج الذري الى العنصر الكيميائي.
3- مفهوم العنصر الكيميائي.
4- نحو استقرار الذرات.
5- الجدول الدوري للعناصر.
6- الخصائص الكيميائية للعناصر.
7- بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية.
8- هندسة بعض الجزيئات.

المراجع:

- الكتاب المدرسي.
- الوثيقة المرافقة.
- المنهاج.
- وثائق من شبكة الأنترنت.

التقويم:

- مجموعة تمارين تحقق الكفاءات المستهدفة.

ملاحظات:

www.touahria.com

أكاديمية طواهرية
للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM

المذكرة رقم 01: الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية.

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا **المجال:** المادة وتحولاتها. **الوحدة 01:** بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية. **الدرس:** الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية.	**الأستاذ:** طواهرية عبد العزيز. **المدة الاجمالية للوحدة:** 17 سا. **نوع النشاط:** نظري. **المدة:** 45د.

مؤشرات الكفاءة:

- يميز بين الفرد الكيميائي والنوع الكيميائي.
- يتعرف على بعض من الخصائص الكيميائية والفيزيائية للنوع الكيميائي (الماء مثلا)

النشاطات المقترحة:

- أمثلة حول بعض الأفراد الكيميائية وبعض الأنواع الكيميائية.

الوسائل المستعملة: - جهاز الكمبيوتر المحمول. - جهاز العرض. - محاليل كيميائية (ماء اليود، كبريتات النحاس، محلول فهلينغ، رائق الكلس، أزرق البروموتيمول، حمض الخل، ماء الجير، ماء مقطر، بطاطا، خبز مسحوق ...	**المراجع:** - الكتاب المدرسي. - الوثيقة المرافقة. - المنهاج. - وثائق من شبكة الأنترنت.
مراحل سير الدرس: **1- الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية.** **1.1- تعريف الأفراد الكيميائية.** **2.1- تعريف الأنواع الكيميائية.** **3.1- خصائص الأنواع الكيميائية.**	**التقويم:** - أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة. **ملاحظات:**

أكاديمية طواهرية
للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM

www.touahria.com

1- الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية:

1.1- تعريف الأفراد الكيميائية:

الفرد الكيميائية هل كل الدقائق المجهرية (الميكروسكوبية) المكونة للمادة سواء كانت جزيئا، ذرة، نظائرها، شاردة، جذرا، الكترونا، بروتونا أو نيترونا ... دون اخذ بعين الاعتبار النوع العياني (المايكروسكوبي) للمادة.

2.1- تعريف الأنواع الكيميائية:

هي مجموعة من الأفراد الكيميائية (جزيئية أو شاردية أو ذرية ...) وهي مجموعة نتعامل معها من الناحية العيانية (المايكروسكوبية) حسب تواجدها في الطبيعة، يمكن فصل مختلف الأنواع بعضها عن بعض بطرق فيزيائية مختلفة مثل التقطير، الترشيح...

مثال: نأخذ حجما من الماء النقي انه يحتوي على عدد ضخم من الجزيئات نسمي الجزيء الواحد فردا كيميائيا ومجموع هذه الجزيئات تمثل نوعا كيميائيا وهو الماء.

3.1- خصائص الأنواع الكيميائية:

لكل نوع الكيميائي خصائص فيزيائية وكيميائية عيانية تميزه عن باقي الأنواع الكيميائية مثل درجتي حرارة التجمد والغليان، الكتلة الحجمية $\rho = M/V$، قرينة انكساره للضوء، اللون، والرائحة ...

مثال: الماء نوع كيميائي يتميز بخواص فيزيائية خاصة به وتميزه وهي في الظروف العادية: درجتي حرارة الغليان $100°C$ والتجمد $0°C$، كتلة حجمية $\rho = 10^3 Kg.m^{-3}$، قرينة انكسار $\eta = 4/3$.

تطبيق:

- يعطي الجدول التالي بعضا من الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية:
- ضع علامة × في الخانة المناسبة.

العينة	فرد كيميائي	نوع كيميائي
الماء الأوكسجيني H_2O_2		
غاز الأوزون O_3		
شاردة الكالسيوم Ca^{2+}		
ملح الطعام		
جزيء الماء الأكسجيني H_2O_2		
غاز ثنائي الكلور Cl_2		
ذرة الحديد Fe		

www.touahria.com

إرشادات الأمن والسلامة في مختبر الكيمياء:

من المهم إدراك أن مختبر الكيمياء مكان له تقديره واحترامه؛ لذا لابد عند دخولك المختبر أن يكون سلوكك جاداً ودقيقاً، وكل عمل تقوم به ينبغي أن يكون عملاً محسوباً تسبقه لحظة تفكير؛ لأن أي عبث أو أي عمل عشوائي قد ينتج عنه أذى لجسمك أو ملابسك أو لمختبرك أو لزملائك.

تسلّم للتلميذ وتلصق في المختبر

لذا يجب أن تتبع التعليمات الآتية:

1- استمع جيداً إلى إرشادات المعلم، ولا تجرِ تجارب لم تطلب منك إلا بعد استشارته.

2- تأكد من أسماء المواد الكيميائية قبل استعمالها، وانتبه لأي تحذيرات حول استخدامها، فبعضها قد يكون حارقاً أو كاويّاً أو ساماً، ولا تستعمل أي مادة من المواد الخطرة كالأحماض المركزة أو القواعد المركزة إلا بعد معرفة شروط استخدامها.

3- لا تلمس ولا تتذوق ولا تشم أي مادة كيميائية.

4- عند استعمال اللهب، تأكد جيداً أن المواد القريبة منك غير قابلة للاشتعال.

5- استخدم ماسك الأنابيب عند تسخين أية مادة في أنبوبة الاختبار، مع مراعاة عدم توجيه فوهة الأنبوبة إلى وجهك أو وجه أحد زملائك.

6- سخّن أنابيب الاختبار بتمريرها على اللهب من أسفل إلى أعلى بطريقة مستمرة مع عدم تركيز التسخين في منطقة واحدة، لكي لا يندفع المحلول منها مرة واحدة مسبباً حروقاً.

7- يُفضَّل إجراء التجارب التي يتصاعد منها غازات أو أبخرة في خزانة الغازات الموجودة في المختبر مع تجنب شم رائحة الغازات المتصاعدة من التجارب، فقد تكون غازات سامة أو ضارة.

8- لا تضف الماء إلى الحمض المركز، بل أضف الحمض إلى الماء وبكميات قليلة في كل مرة مع الرج أو التحريك، وبرّد المحلول إذا ارتفعت درجته الحرارية.

9- عند أخذ أية مادة كيميائية كعينة من زجاجات المواد لا تترك غطاء الزجاجة على طاولة المختبر، خذ حاجتك وأغلق الزجاجة ثم أعدها إلى مكانها ولا تنقل زجاجات المواد بعيداً عن أماكنها، كما يجب مراعاة عدم فتح عدة زجاجات في وقت واحد فقد تختلط أغطية الزجاجات مع بعضها الأمر الذي يسبب تلوث المحتويات.

10- عند التخلص من أية مادة سائلة ألقها في الحوض الخاص بذلك وصب عليها كمية كبيرة من الماء (توجد في بعض المختبرات زجاجات كبيرة لجمع السوائل العضوية)، مع مراعاة غسل يديك جيداً بالماء فور الانتهاء من استعمال أية مادة كاوية مثل الأحماض والقواعد، والاحتفاظ بيديك جافة أثناء العمل.

11- لا تلق المواد الصلبة الزائدة عن حاجتك وكذلك أوراق الترشيح المستعملة في الحوض، بل ضعها في السلّة الخاصة بها.

12- يجب عدم الإسراف في استعمال المواد الكيميائية المستخدمة، وكذلك المياه أو الكهرباء أو الغاز.

13- عند الانتهاء من كل تجربة قُم بتنظيف الأدوات التي استخدمتها وأعدها إلى مكانها في المختبر، مع مراعات تنظيف طاولتك بين فترة وأخرى قبل مغادرتك المختبر.

14- احرص على تدوين ملاحظاتك مما تشاهده أولاً بأول وكل ما تستنتجه من مشاهدات حتى لو كان حدوثها غير متوقع.

15- قُم بتبليغ مدرسك فور وقوع حادث لك أو لزملائك حتى لو كان الحادث بسيطاً، وذلك ليتم تقديم المساعدة اللازمة فوراً.

المذكرة رقم 02: من النموذج الذري الى العنصر الكيميائي.

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا **المجال:** المادة وتحولاتها. **الوحدة 01:** بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية. **الدرس:** من النموذج الى العنصر الكيميائي.	**الأستاذ:** طواهرية عبد العزيز. **المدة الاجمالية للوحدة:** 17سا. **نوع النشاط:** نظري. **المدة:** (45د)×3.

مؤشرات الكفاءة:

- يطبق نموذج التوزيع الالكتروني.
- يقارن الذرّة بنواتها من حيث: الحجم، الشحنة والكتلة.

النشاطات المقترحة:

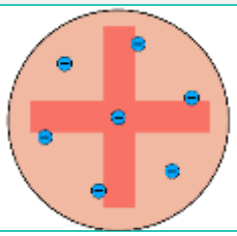
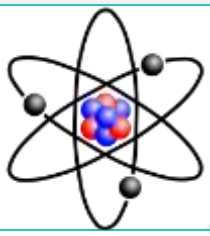
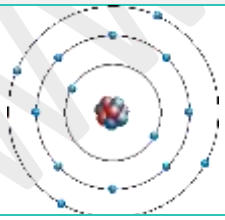
- الكشف عن بعض الأنواع الكيميائية الموجودة في المواد المستعملة في حياتنا اليومية سواء كانت طبيعية او صناعية.

الوسائل المستعملة: - جهاز الكمبيوتر المحمول. - جهاز العرض. - محاليل كيميائية.	**المراجع:** - الكتاب المدرسي. - الوثيقة المرافقة. - المنهاج. - وثائق من شبكة الأنترنت.
مراحل سير الدرس: **2- من النموذج الذري الى العنصر الكيميائي.** **1.2- بنية الذرّة - تطور نموذج الذرة.** **2.2- مكونات الذرة.** **3.2- خصائص الذرة.** **4.2- التوزيع الالكتروني في الذرة.**	التقويم: - أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة. ملاحظات:

أكاديمية طواهرية
للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM

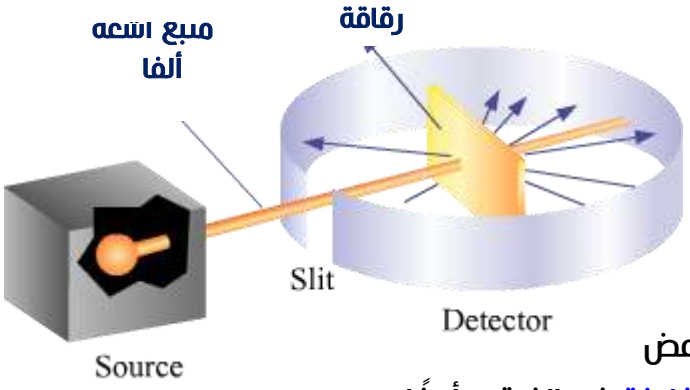
2- من النموذج الذري الى العنصر الكيميائي:

1.2- بنية الذرّة - تطور نموذج الذرة:

نموذج دالتون	العالم دالتون	شكل النموذج
أساس النموذج	تتكون المادة من دقائق صغيرة تسمى ذرات وهي تدخل في التفاعلات دون أن تنقسم وذرات العنصر لها نفس الخواص وهي تشبه كرة البلياردو	
التعديل على النموذج	لم تكن الذرات معروفة وكانت المادة تعتمد على أساسات خاطئة وهو بين الأساس الحقيقي لها.	
العيوب والنواقص	نه لم يذكر أي شيء يتعلق بحركتها أو شحناتها وقال إنها مصمتة.	
نموذج طومسون	العالم طومسون	شكل النموذج
		
أساس النموذج	الذرة جسم مشحون بشحنة موجبة تتوزع بداخله الإلكترونات سالبة الشحنة والذرة متعادلة أي السالبة تساوي الموجبة.	
التعديل على النموذج	طومسون بين أن الذرة تحتوي على شحنات موجبة وسالبة.	
العيوب والنواقص	أن الإلكترونات تنغمس في الذرة وهذا يدل على أنها ثابتة وهذا خاطئ وقال أنها مصمتة.	
نموذج رذرفورد	العالم رذرفورد	شكل النموذج
		
أساس النموذج	تتكون الذرة من نواة صغيرة الحجم وكثيفة وموجبة الشحنة محاطة بإلكترونات صغيرة وسالبة الشحنة.	
التعديل على النموذج	طومسون ذكر أن الذرة مصمتة ولكن رذرفورد بين أن معظم حجمها فراغ كما أنه بين أن الإلكترونات لا تنغمس في لذرة.	
العيوب والنواقص	أنه إذا كانت الإلكترونات ساكنة فسوف تنجذب للنواة ولو كانت متحركة ستفقد الطاقة وتنجذب.	
نموذج بور	العالم بور	شكل النموذج
		
أساس النموذج	عن إمرار الضوء المنبعث من أنبوب التفريغ الكهربائي في منشور فإنه يتحلل إلى خطوط منفصلة ومحددة حسب طاقتها أو ترددها تمسى الطيف الخطي للعناصر.	
التعديل على النموذج	بور حدد طاقة للإلكترونات وتحدث عن المجالات بينما لم يذكر رذرفورد عن الطاقة شيئاً ولا عن تحرك الإلكترونات.	
العيوب والنواقص	أن ذرته مسطحة وأنه ادعى أنه يستطيع تحديد مكان وسرعة الإلكترون في آن واحد وأنه اعتبر الإلكترون مادة وعجز عن تفسير أطياف باقي العناصر.	

2.2- مكونات الذرة:

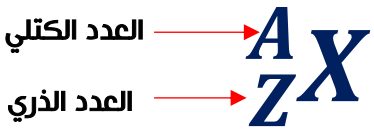
-يعود أصل اسم الذرة الى الكلمة الإغريقية أتوموس وتعني غير القابل الى الانقسام وهي احدى العناصر الكيميائي التي تحتفظ بخصائصها الكيميائية وأصغرها حجما.



تجربة رذرفورد:

تجربة تعتمد على تسليط أشعة من جسيمات ألفا (ذات شحنة موجبة) على رقاقة ذهب، فوجد أن بعض الأشعة ينعكس والبعض ينكسر، ومعظمها ينفذ، ويدل ذلك على وجود بعض مساحات فارغة في الذرة، وأيضًا وجود جسيمات لها نفس شحنة الأشعة، وهناك جسيمات لها شحنة مختلفة عن شحنة الأشعة.

مكونات النواة:



تتكون نواة الذرة من البروتونات P والنيترونات n هذه الجسيمات تسمى النويّات (النوكليونات).

- عدد البروتونات نرمز له بـ Z ويسمى أيضا العدد الذري (او الشحني).
- عدد النيوترونات نرمز له بـ N.
- عدد النويّات A في الذرة يسمى العدد الكتلي أي أنه مجموع عدد البروتونات والنيترونات: $A = Z + N$.

نرمز لنواة ذرة عنصر كيميائي بـ X بالشكل $^{A}_{Z}X$.

3.2- خصائص الذرة:

- تتكون الذرة من نواة مركزية تتمركز فيها كل كتلة النواة تقريبا وإلكترونات تدور حولها في مدارات محددة وفق نظرية بوهر:
- الالكترون هو جسيم مادي مشحون سلبا، كتلته $m_{e^-} = 9{,}1.10^{-31}Kg$ وشحنته $q_{e^-} = -1{,}6.10^{-19}C$.
- النواة تتكون من دقائق صغيرة جدا تدعى النوكليونات وتدعى أيضا النويّات وهي نوعان البروتونات والنيترونات.

☜ البروتون هو جسيم مادي مشحون إيجابا كتلته $m_P \approx 1{,}67.10^{-27}Kg$ وشحنته $q_e = +1{,}6.10^{-19}C$.

☜ النيترون هو جسيم مادي متعادل كهربائيا (أي شحنته تساوي الصفر). وكتلته $m_n \approx 1{,}67.10^{-27}Kg$. أي كتلته تساوي بالتقريب كتلة البروتون.

ملاحظة:

- كتلة الالكترون صغيرة جدا مقابل كتلة النواة، لذا نقول إن كتلة الذرة بالتقريب تساوي كتلة نواتها.
- نصف قطر النواة أصغر بـ 100.000 مرّة من نصف قطر الذرّة إذا معظم حجم الذرة فراغ.

3.2- التوزيع الالكتروني في الذرة:

لا تتوزع الالكترونات حول النواة بصفة كيفية بل تخضع لمبدأين يحددان عددها في كل مدار وكيفية توزعهما:

- **المبدأ الأول:** لا تتسع طبقة (مدار) إلا لعدد محدد من الإلكترونات حيث يتسع المدار ذو الرقم nلعدد من الالكترونات أقصاها لا يتعدى $2n^2$.
- **المبدأ الثاني:** في حالة الاستقرار التام للذرة، تشغل الالكترونات الطبقات وفق رقمها بداية من الطبقة $(n = 1)$، ثم الطبقة $(n = 2)$ بعد تشبع الطبقة $(n = 1)$، فالطبقة $(n = 3)$ بعد تشبع الطبقة $(n = 2)$ وهكذا ...
- يرمز لكل طبقة بحرف كما يلي: $(n = 1 \to K)$، $(n = 2 \to L)$، $(n = 3 \to M)$.

رمز الطبقة	رقم الطبقة او المدار n	عدد الالكترونات الأعظمي في الطبقة $2n^2$
K	$n = 1$	2
M	$n = 2$	8
L	$n = 3$	18

ملاحظة: في برنامجنا يعتمد على هذا التوزيع فقط من اجل $(z \leq 18)$.

أمثلة عن التوزيع الالكتروني لبعض الذرات:

رمز الذرة	العدد الذري	التوزيع الالكتروني
H	1	K^1
C	6	K^2L^4
Cl	17	$K^2L^8M^7$

تطبيق: ..... ☺

www.touahria.com

المذكرة رقم 03: مفهوم العنصر الكيميائي.

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا. **المجال:** المادة وتحولاتها. **الوحدة 01:** بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية. **الدرس:** مفهوم العنصر الكيميائي.	**الأستاذ:** طواهرية عبد العزيز. **المدة الاجمالية للوحدة:** 17سا. **نوع النشاط:** عملي. **المدة:** (45د)×2.

مؤشرات الكفاءة:

- تحقيق سلسلة توضح انحفاظ العنصر الكيميائي
- دراسة وثيقة او استعمال برمجيات الاعلام الآلي لدراسة نسب وجود بعض العناصر في الكون والأرض.

النشاطات المقترحة:

- الكشف عن بعض الأنواع الكيميائية الموجودة في المواد المستعملة في حياتنا اليومية سواء كانت طبيعية او صناعية.

الوسائل المستعملة: - جهاز الكمبيوتر المحمول. - جهاز العرض. - محاليل كيميائية.	**المراجع:** - الكتاب المدرسي. - الوثيقة المرافقة. - المنهاج. - وثائق من شبكة الأنترنت.
مراحل سير الدرس: **3- مفهوم العنصر الكيميائي.** **1.3- انحفاظ العنصر الكيميائي خلال تحول كيميائي.** **2.3- النظائر.** **3.3- نسبة وجود العناصر.**	التقويم: - أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة. ملاحظات:

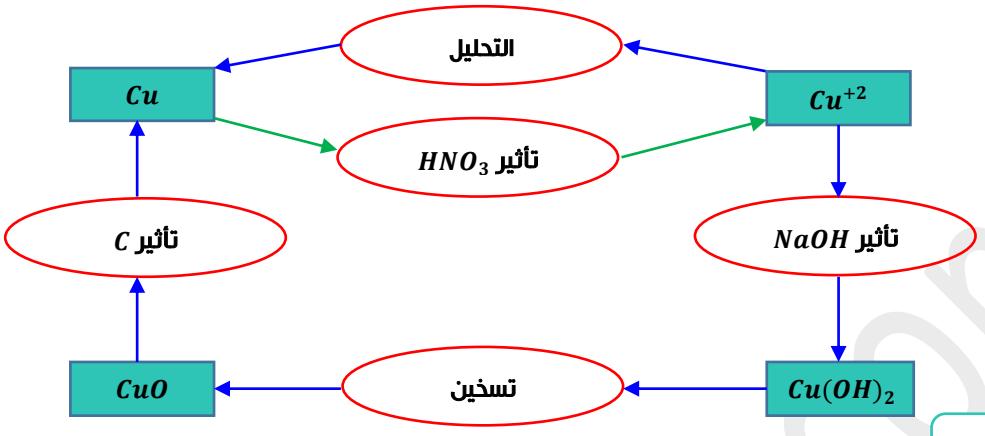
أكاديمية طواهرية
للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM

www.touahria.com

3- مفهوم العنصر الكيميائي:

1.3- انحفاظ العنصر الكيميائي خلال تحول كيميائي:

- دراسة مثال عن عنصر كيميائي وانحفاظه: العنصر الكيمائي النحاس Cu



الاستنتاج

- خلال مختلف التحولات الكيميائية فان نواة ذرة النحاس Cu بقيت محفوظة.
- خلال مختلف التحولات الكيميائية، لا تتدخل النواة وتبقى لحالها، لذلك يبقى العنصر الكيميائي محفوظا لان رقمه الذري يبقى محفوظا.
- مصطلح العنصر الكيميائي يطلق على كل الأفراد الكيميائية (الذرات ونظائرها والشوارد) التي لها نفس العدد الذري Z.

رموز بعض العناصر الكيميائية:

اسم العنصر	رمزه	عدد الذري Z	اسم العنصر	عدده الذري Z	رمزه
الكربون $Carbone$	C	6	الأرغون $Argon$	18	Ar
الكالسيوم $Calcium$	Ca	20	الآزوت $Nitrogene$	7	N
الكلور $Chlore$	Cl	17	الفضّة $Argent$	47	Ag
الكوبالت $Cobalt$	Co	27	الأكسجين $Oxygene$	8	O
الكادميوم $Cadmium$	Cd	48	الهدروجين $Hydrogene$	1	H
النحاس $Cuivre$	Cu	29	الألمنيوم $Aluminium$	13	Al

2.3- النظائر:

تعريف: النظائر أفراد (ذرات) تنتمي لنفس العنصر الكيميائي لها نفس العدد z (عدد الالكترونات والبروتونات) وتختلف في العدد الكتلي A (عدد النيترونات). حيث أن هذه النظائر لها نفس الخصائص الكيميائية وتختلف قليلا في الخصائص الفيزيائية.

كلمة نظائر من $Isotopes$ وهي تعني في نفس المكان أي أن النظائر تشغل نفس الخانة في الجدول الدوري للعناصر. (أنظر الدرس اللاحق). أي أن العنصر ${}^{A}_{Z}X$ نظائره قد تكون ${}^{A-2}_{Z}X$ أو ${}^{A-1}_{Z}X$ أو ${}^{A+1}_{Z}X$ أو ${}^{A+2}_{Z}X$ أو ...

العنصر الكيميائي	الكربون ${}^{12}_{6}C$	الأكسجين ${}^{16}_{8}O$	الهيدروجين ${}^{1}_{1}H$	الكلور ${}^{35}_{17}Cl$
نظائره	${}^{13}_{6}C, {}^{14}_{6}C$	${}^{18}_{8}O, {}^{17}_{8}O$	${}^{2}_{1}H, {}^{3}_{1}H$	${}^{37}_{17}Cl$

فوائد واستخدامات نظائر العناصر:

مع التطور العلمي الحاصل في العالم والتكنولوجيا، تم التوصل لطرق يتم فيها الاستفادة من النظائر المشعة في كثير من مجالات الحياة، أهمها الطبية، فتستخدم للتشخيص والعلاج، وتستخدم في الزراعية والصناعية والأبحاث العلمية الحيوية والكيميائية، والأصل في هذه الإشعاعات أن العناصر المشعة تتحلل نواتها لتشكل عناصر أخرى، وتبعث الإشعاعات في عملية التحول، فتصدر أشعة بيتا أو أشعة جاما.

3.3- نسبة وجود العناصر الكيميائية:

الجدول التالي يمثل النسب الوزنية المئوية لوجود العناصر الداخلة في تركيب الأرض ككل. ونسب وجودها في القشرة الأرضية لوحدها:

العنصر الكيميائي	نسبة وجوده في الأرض ككل	نسبة وجوده في القشرة الأرضية فقط
الحديد (Fe)	33,3%	5%
الاوكسجين (O)	29,8%	46,6%
سيليكون (Si)	15,6%	27,7%
مغنيسيوم (Mg)	13,9%	2,1%
نيكل (Ni)	2%	0,01%
الكالسيوم (Ca)	1,8%	3,6%
الصوديوم (Na)	0,2%	2,8%

www.touahria.com

المذكرة رقم 04: نحو استقرار الذرات

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا. **المجال:** المادة وتحولاتها. **الوحدة 01:** بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية. **الدرس:** نحو استقرار الذرات.	**الأستاذ:** طواهرية عبد العزيز. **المدة الاجمالية للوحدة:** 17سا. **نوع النشاط:** نظري. **المدة:** (45د)×2.

مؤشرات الكفاءة:

- يربط الخصائص الكيميائية لعنصر بعدد الكتروناته.
- يتوقع صيغة جزيئية مجملة لنوع كيميائي.

النشاطات المقترحة:

- التمرن على التوزيع الالكتروني في ذرات الغازات الخاملة والشوارد البسيطة.
- تطبيق قاعدة الثنائية والثمانية الإلكترونية لإيجاد الصيغة المجملة لبعض الأنواع الكيميائية.

الوسائل المستعملة:	المراجع:
جهاز الكمبيوتر المحمول. جهاز العرض. محاليل كيميائية.	الكتاب المدرسي. الوثيقة المرافقة. المنهاج. وثائق من شبكة الأنترنت.
مراحل سير الدرس: **4- نحو استقرار الذرات.** **1.4- قاعدتي الثنائية والثمانية الالكترونية.** **2.4- الشوارد البسيطة (أحادية الذرة).**	**التقويم:** - أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة.
	ملاحظات:

أكاديمية طواهرية
للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM

www.touahria.com

4- نحو استقرار الذرات:

1.4- قاعدتي الثنائية والثمانية الالكترونية:

1.1.4- الغازات النادرة (الخاملة):

الغازات النادرة (الخاملة)، أو العناصر النبيلة، عبارة عن مجموعة من العناصر الكيميائية، غير النشطة، أي التي لا تتفاعل مع العناصر الأخرى، بسبب امتلاء مداراتها الخارجية بالإلكترونات، وتقع العناصر الخاملة في المجموعة الثامنة في الجدول الدوري، وهي غازات لا لون ولا رائحة لها. موجودة في الطبيعة على شكل ذرات منفردة أحادية الذرة.

الغازات النادرة (العدد الذري z)	التوزيع الالكتروني	فوائدها واستعمالاتها
غاز الهيليوم He $(Z=2)$	${}_2He: K^2$	يستخدم الهيليوم في تعبئة هواء المناطيد، والبالونات؛ لأنّ وزنه أخفّ من الهواء، كما أنّه لا ينفجر أو يحترق، وفي بيئات تنمية البلورات الدقيقة تحت ظروف حساسة، وفي ضغط الوقود الغازي المسال.
غاز النيون Ne $(Z=10)$	${}_{10}Ne: K^2L^8$	يستخدم النيون في إضاءة المصابيح في دور السينما.
غاز الأرغون Ar $(Z=18)$	${}_{10}Ne: K^2L^8M^8$	يستخدم الأرجون كغاز في تعبئة مصابيح الإنارة، بسبب عدم تفاعله مع السلك المعدني المتوهّج، عند درجات حرارة مرتفعة، كما يستخدم في عمليات اللحام، كغاز عازل لمنطقة اللحام عن البيئة المحيطة.
غاز الكربتون Kr $(Z=36)$	/	يستخدم ايضا في إضاءة المصابيح ودور السينما.
غاز كزينون Xe $(Z=54)$	/	يستخدم الكزينون لتأشير مسارات الطيران، كما يستخدم في مصابيح الغاز بسبب لون الأبيض الساطع.
غاز الرادون Rn $(Z=86)$	/	يستخدم الرادون في علاج بعض أنواع السرطانات.

2.1.4- قاعدتي الثنائية والثمانية الالكترونية:

أ- قاعدة الثنائية الالكترونية:

إذا كان لذرة $(3 \leq Z \leq 5)$ فإنها تسعى أثناء تحول كيميائي لفقد الكترونات مدارها طبقتها الأخيرة L وهي (1 و2 و3 الكترونات) لتتحول لشاردة موجبة سعيا بذلك لاكتساب التركيب الالكتروني لذرة الغاز الخامل الأقرب إليها وهو الهيليوم الذي مدار طبقته الأخيرة K مشبع بإلكترونين (2).

حالة خاصة: ذرة الهيدروجين تسعى إلى أن تفقد إلكترونها الوحيد لتتحول إلى شاردة الهيدروجين H^+.

ب- قاعدة الثمانية الالكترونية:

إذا كان لذرة $(7 \leq Z \leq 18)$ باستثناء $Z=14$ فإنها تسعى ليكون في مدارها الأخير (8 الكترونات) على شكل أربعة ازواج مثل أقرب غاز خامل لها وذلك باكتساب الالكترونات أو فقدها:

☜**الحالة الأولى:** إذا كان في المدار الطبقة الأخيرة L لذرة (1 أو 2 أو 3 الكترونات) تسعى الذرة لفقدها، ليصبح مدارها ما قبل الأخير مشبع بـ 8 الكترونات.

☜**الحالة الثانية:** إذا كان في المدار الطبقة الأخيرة L لذرة 5 أو 6 أو 7 الكترونات تسعى الذرة للاكتساب 1 أو 2 أو 3 الكترونات على الترتيب، ليصبح مدارها الأخير مشبع بـ 8 الكترونات.

ملاحظة: هناك استثناءات لهذه القاعدة.

2.4- الشوارد البسيطة (أحادية الذرة):

كيف تتشكل الشوارد البسيطة؟

الذرة تفقد أو تكتسب الكترون خارجي واحد أو أكثر، متحولة إلى شاردة بسيطة، محققة قاعدة الثنائية أو الثماني الالكترونية (قاعدة الاستقرار).

1.2.4- الشوارد الموجبة:

مثال: التوزيع الالكتروني لذرة الليثيوم: $_3Li: K^2L^1$.

تفقد الكترون طبقتها السطحية (الخارجية) متحولة الى شاردة بسيطة موجبة (Li^+) تسمى شاردة الليثيوم: $_3Li^+: K^2$.

لها بنية الكرتونية مماثلة لذرة النيون (He) ومنه قاعدة الثنائية محققة. نعبّر عن هذا التحول بالمعادلة التالية: $Li = Li^+ + e^-$

- الذرة التي تمتلك واحد، اثنين، أو ثلاثة الكترونات في الطبقة الخارجية يمكن أن تفقد واحد أو أكثر من هذه الالكترونات لتصبح شاردة بسيطة موجبة (مهبطية).

$$X = X^{+n} + ne^-$$

حيث n عدد الكترونات الطبقة الخارجية المفقودة.

2.2.4- الشوارد السالبة:

مثال: التوزيع الالكتروني لذرة الكبريت: $_{16}S: K^2L^8M^6$.

تكتسب الكترونين في طبقتها السطحية (الخارجية) متحولة الى شاردة بسيطة سالبة (S^{-2}) تسمى شاردة الكبريت: $_{16}S^{-2}: K^2L^8M^8$.

لها بنية الكرتونية مماثلة لذرة الأرغون (Ar) ومنه قاعدة الثمانية الالكترونية محققة. نعبّر عن هذا التحول بالمعادلة التالية: $S + 2e^- = S^{-2}$

- الذرة التي تمتلك خمسة، ستة، أو سبعة الكترونات في الطبقة الخارجية يمكن أن تكتسب واحد أو أكثر من هذه الالكترونات لتصبح شاردة بسيطة سالبة (مصعدية).

$$X + ne^- = X^{-n}$$

حيث n عدد الكترونات المكتسبة في الطبقة الخارجية.

المذكرة رقم 05: الجدول الدوري للعناصر

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا.	**الأستاذ:** طواهرية عبد العزيز.
المجال: المادة وتحولاتها.	**المدة الاجمالية للوحدة:** 17سا.
الوحدة 01: بنية أفراد وهندسة بعض الأنواع الكيميائية.	**نوع النشاط:** نظري.
الدرس: الجدول الدوري للعناصر.	**المدة:** (45د)×3.

مؤشرات الكفاءة:

- يميز من خلال الجدول الدوري المبسط بين العائلات الكيميائية.
- يتوقع صيغة جزيئية مجملة لنوع كيميائي.

النشاطات المقترحة:

- دراسة وثائقية حول التطور التاريخي لبناء الجدول الدوري للعناصر.
- دراسة وتحليل الجدول الدوري اعتمادا على نموذج الذرة المقترح.

الوسائل المستعملة:	المراجع:
جهاز الكمبيوتر المحمول.	الكتاب المدرسي.
جهاز العرض.	الوثيقة المرافقة.
	المنهاج.
	وثائق من شبكة الأنترنت.

مراحل سير الدرس:	التقويم:
5- الجدول الدوري للعناصر.	- أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة.
1.5- نبذة تاريخية عن الجدول الدوري.	
2.5- موقع العنصر في الجدول الدوري للعناصر.	
3.5- العائلات الكيميائية.	
4.5- الخصائص الكيميائية.	

ملاحظات:

أكاديمية طواهرية للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM

www.touahria.com

5- الجدول الدوري للعناصر:

1.5- نبذة تاريخية عن الجدول الدوري:

عرف الإنسان بعض العناصر وتعامل معها منذ القدم، مثل الذّهب والفضّة وغيرها، وقد افترض الفيلسوف اليوناني أرسطو، والذي عاش في عصور ما قبل الميلاد أنّ المادّة تتكون من تجمّع اثنين أو أكثر من عناصر النّار، والهواء، والتربة، والماء، إلاّ أنّ هذا الوصف غير دقيق، ولكنّه يشير إلى حقائق مهمة، ولم يتم تحديد العناصر إلا بعد قرون عديدة؛ حين كان براند وهو تاجر ألماني يعاني من ضيقِ الإفلاس، فحاول الحصول على حجر الفلاسفة الأبيض الذي انتشرت عليه الأساطير بقدرته على تحويل المعادن الرخيصة إلى ذهب، فقام بعدّة تجارب على بول الإنسان، حتّى استطاع فصل مادّة بيضاء منه، وهي ما تُعرف بالفسفور، وبذلك تم اكتشاف أول عنصر. وكان ذلك في عام ألفٍ وستمئة وتسعة وستين ميلاديّة، وأبقى ذلك سراً حتّى اكتشفه بعد إحدى عشرة سنة روبرت بويل، وبحلول عام ألفٍ وثمانمئة وتسعة، كان العالم قد تعرّف على سبعة وأربعين عنصراً مختلفاً، ومن هنا ظهرت الحاجة لترتيبها بطريقة ما تساعد على دراستها، وفهمها، وموازنة تفاعلاتها، فمرّ الجدول الدّوري بعدّة ترتيبات قبل وصوله إلى شكله الحاليّ، وهي كما يلي:

كتاب أنطوان لافوازييه:

ألف أنطوان لفوازيه كتاباً يحتوي قائمةً بمجموعة من العناصر، ووصفها بالمواد التي لا يمكن فصلها لمواد أصغر، ومن هذه العناصر: الكبريت، والأكسجين، والزئبق، والفسفور، كما أنه ذكر في كتبه الضّوء، وفي هذا الكتاب معلومات قيّمة تم الاستفادة منها، معَ ذلك لم يتم قبوله، كونه قسّم العناصر إلى فلزّات، ولا فلزّات.

قانون الثلاثيّات:

توصل العالم جون دوبرينير إلى أنّ عنصر السترانشيوم يشبه عنصريْ الكالسيوم والباريوم في الصّفات، كما أن أوزانها متتالية، وبالتّالي جمعها في مجموعة، وأطلق عليها اسم ثلاثيّة، وواصل دراسته لباقي العناصر، فتوصل إلى أن الكلور، والبروم، واليود لهما صفات متشابهة أيضاً فوضعها في مجموعة أخرى، وبعد ذلك توصل إلى الفلور، فضمّه إلى الهالوجينات لتصبح رباعيّة، ثم توّصل إلى خمسة عناصر متشابهة في الصّفات منها الأكسجين، والبزموث، فأصبحت مجموعاته مختلفة في الحجم.

جدول ألكسندر بيجو دى شارونيه:

كان ألكسندر جيولوجيّاً فرنسيّاً، وهو أول من اكتشف دوريّة العناصر، أي أنّه إن تم ترتيب العناصر بحسب كتلتها الذريّة، ستتشابه العناصر الموجودة في المستوى نفسه ببعض الصّفات، فاقترح ترتيب العناصر في جدول، واعتمد ترتيب العناصر بشكل حلزوني في عام ألفٍ وثمانمئةٍ واثنين وستين ميلادي، وهو الشكل الأول للجدول الدّوري.

ثمانيات نيولاندز:

قدّم العالم الإنجليزي نيواندز في عام ألفٍ وثمانمئة وثلاثة وستين ميلادية قائمةً بالعناصر التي كانت مكتشفة حتى ذلك الوقت، وقد قسّمها إلى ثماني مجموعات، واعتمد في ذلك على تشابه خواصها الفيزيائيّة، ووزنها الذري.

الجدول الدوري الأول:

قام ماندليف بترتيب العناصر في عام ألفٍ وثمانمئةٍ وتسعة وستين بالاعتماد على كتلتها الذريّة، وهو ما يشبه إلى حد كبير الجدول الدّوري المستخدم حاليّاً، وما ساعد ماندليف على النّجاح هو توقعه لوجود عناصر أخرى تحمل الكتل الذريّة غير الموجودة بين العناصر المكتشفة، ولذلك فقد أبقى لها مكاناً في الجدول الدّوري، وأشار إليها بالكتلة الذّريّة.

هنري موزلي:

توصّل هنري إلى علاقة بين الطّول الموجي للذرة وعددها الذّري، فوضع الأعداد الذريّة للعناصر، ووضّح أنّ بعض العناصر لا تتواجد بمفردها في الطّبيعة مثل البروميثيوم، بالإضافة إلى وجود فجوة بين العدد الذّري واحد وأربعين والعدد الذّري واحد وستين، وبذلك تم اعتماد الجدول الدّوري المستخدم اليوم.

www.touahria.com

2.5- موقع العنصر في الجدول الدوري للعناصر:

النشاط 01: وصف الجدول الدوري:

1- أكمل الجدول التالي بكتابة التوزيع الالكتروني لكل عنصر كيميائي:

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	$_1H$ K^1							$_2He$ K^2
2	$_3Li$ K^2L^1	$_4Be$ K^2L^2	$_5B$ K^2L^3	$_6C$ K^2L^4	$_7N$ K^2L^5	$_8O$ K^2L^6	$_9F$ K^2L^7	$_{10}Ne$ K^2L^8
3	$_{11}Na$ $K^2L^8M^1$	$_{12}Mg$ $K^2L^8M^2$	$_{13}Al$ $K^2L^8M^3$	$_{14}Si$ $K^2L^8M^4$	$_{15}P$ $K^2L^8M^5$	$_{16}S$ $K^2L^8M^6$	$_{17}Cl$ $K^2L^8M^7$	$_{18}Ar$ $K^2L^8M^8$

2- قارن رقم السطور ورقم الأعمدة بالتوزيع الالكتروني. ماذا تلاحظ؟

3- ما هي خاصية عناصر العمود الثامن؟

حل النشاط 01:

1- اكمال الجدول (التصحيح باللون الأزرق).

2- عند مقارنة أرقام السطور وأرقام الاعمدة نلاحظ أن رقم السطر يوافق عدد المدارات (الطبقات) ورقم العمود يوافق عدد الكترونات المدار الأخير (الطبقة الأخيرة).

3- عناصر العمود الثامن مشبعة مدارها الأخير.

الاستنتاج

- يتشكل الجدول الدوري في صيغته البسيطة من 8 أعمدة و7 سطور، ترقم الأعمدة بأرقام رومانية من I إلى VIII والسطور بالأرقام العربية من 1 الى 7، نكتفي نحن بالسطور الثلاثة الأولى.
- يعتمد ترتيب العناصر الكيميائية في الجدول الدوري على التوزيع الالكتروني في المدارات وفق الرقم الذري التصاعدي.
- يوافق رقم السطر في الجدول الدوري، عدد مدارات ذراته أي أن السطر في الجدول لا يحتوي الا العناصر التي لها نفس عدد المدارات.
- يحتوي العمود الواحد في الجدول العناصر التي لها نفس عدد الالكترونات في الطبقة الخارجية فرقم العمود يمثل عدد الالكترونات فيفي المدار الأخير.
- توجد العناصر الكيميائية ذات المدارات المشبعة كلها في العمود الثامن وهي الغازات الخاملة (النبيلة).

3.5- العائلات الكيميائية:

تمتاز عناصر العمود الواحد من الجدول الدوري للعناصر بخصائص فيزيائية وكيميائية متشابهة فهي تكون ما يسمى بالعائلة بغض النظر عن بعض الحالات النادرة:

اسم العائلة	موقعها في الجدول الدوري	خصائصها ومميزاتها
القلائيات	العمود الأول (I)	- معادن تنقل الكهرباء والحرارة، لا تتواجد حرة في الطبيعة بل توجد على شكل شوارد نذكر منها Li وNa.
القلائيات الترابية	العمود الثاني (II)	- ذات كثافة قليلة مقارنة بالعناصر الأخرى، تتفاعل عناصرها بقوّة مع الأحماض لتعطي غاز الهيدروجين H_2 نذكر منها Be وMg.
العناصر الترابية	العمود الثالث (III)	- أيوناتها صغيرة الحجم، وشحناتها كبيرة، لا تكون في الطبيعة بشكلها وانّما تظهر على شكل مركبات نذكر منها Al وB.
الهالوجينات	العمود السابع (VII)	- جميع عناصر هذه المجموعة سامة، نشطة وفعالة كيميائيا، تتواجد في الطبيعة على شكل مركبات ولا نجدها حرة نذكر منها Cl وF.
الغازات الخاملة	العمود الثامن (VIII)	- عناصرها عبارة عن غازات عديمة الرائحة واللون، عاطلة كيميائيا، جسيماتها عبارة عن ذرات منفردة نذكر منها Ar وNe.

www.touahria.com

المذكرة رقم 06: الخصائص الكيميائية للعناصر.

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا **المجال:** المادة وتحولاتها. **الوحدة 01:** بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية. **الدرس:** الخصائص الكيميائية للعناصر.	**الأستاذ:** طواهرية عبد العزيز. **المدة الاجمالية للوحدة:** 17سا. **نوع النشاط:** عمل مخبري. **المدة:** (45د)×2.
مؤشرات الكفاءة: ☜ يميز من خلال الجدول الدوري المبسط بين العائلات الكيميائية.	
النشاطات المقترحة: ☜تحقيق تجارب توضح تشابه الخصائص الكيميائية لعناصر العائلة الواحدة.	
الوسائل المستعملة: 🖳جهاز الكمبيوتر المحمول. 🖳جهاز العرض.	**المراجع:** 🖳الكتاب المدرسي. 🖳الوثيقة المرافقة. 🖳المنهاج. 🖳وثائق من شبكة الأنترنت.
مراحل سير الدرس: **6- الخصائص الكيميائية للعناصر.** **1.6- العناصر الكهرو سلبية والكهروايجابية.** **2.6- خصائص عناصر الهالوجينات.**	التقويم: - أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة. ملاحظات:

www.touahria.com

6- الخصائص الكيميائية للعناصر:

1.6- العناصر الكهرو سلبية والكهروايجابية:

تعرف الكهروسلبية بانها قدرة الذرة على جذب الإلكترونات التي تربطها بذرة أخرى في الجزيء، العنصر الذي يميل إلى اكتساب إلكترون نقول بأنه كهروسلبي بينما يسمى العنصر الذي يميل إلى فقد إلكترون بأنه كهروموجب. إن اول من حاول حساب الكهروسلبية هو العالم ميليكان.

عند دراسة الكهروسلبية يلاحظ ما يلي:

1- في المجموعة الواحدة تقل الكهروسلبية من اعلى لأسفل وهناك عدم انتظام لقيم الكهروسلبية للعناصر الانتقالية.

2- في السطر الواحد تزداد الكهروسلبية من اليسار إلى اليمين وايضا عدم انتظام لقيم الكهروسلبية للعناصر الانتقالية.

3- قيم الكهروسلبية لعناصر الأكسجين والنيتروجين والكبريت والهالوجينات تكون أعلى ما يمكن.

4- قيم الكهروسلبية للعناصر القلوية والقلوية الترابية تكون أدني ما يمكن.

5- العناصر النبيلة ليس لها كهروسلبية.

www.touahria.com

6- الخصائص الكيميائية للعناصر:

2.6- خصائص عناصر الهالوجينات:

عمل مخبري - بطاقة التلميذ -

التجربة	الملاحظات والمشاهدات
التجربة 01: نأخذ 5 أنابيب اختبار ونضع في كل أنبوب اختبار محاليل أملاح الصوديوم التالية: محلول كلور الصوديوم (Na^+, Cl^-)، يود الصوديوم (Na^+, I^-)، بروم الصوديوم (Na^+, Br^-)، فلور الصوديوم (Na^+, F^-) وكبريتات الصوديوم$(2Na^+, SO_4^{-2})$ - أضف لكل أنبوب قطرات من نترات الفضة (Ag^+, NO_3^-) فنلاحظ تشكل راسب في جميع الأنابيب ما عدا الأنبوب 5. أ- ما هو الفرد الكيميائي المشترك بين الأنابيب الخمسة؟ ب- هل تدخل الفرد الكيميائي المشترك في تكوين الراسب؟ برر ذلك. جـ- حدد الافراد الكيميائية التي تدخلت في التفاعل. د- هل تأثرت هذه الأفراد الكيميائية بـ Ag^+ أم بـ NO_3^-؟ لماذا؟	.....
التجربة 02: نعرض الانابيب التي تحتوي على راسب الى الضوء الشديد (الشمس مثلا) بعد مرور مدّة زمنية (10 دقائق). فنلاحظ تشكل راسب في الأنابيب التي حدث فيها تفاعل. أ - هل للعناصر F، Cl، Br و I خاصية (خواص) كيميائية مشتركة؟ ب- ما هي خاصية الشاردة الأحادية التي تنتج من ذرات هذه العناصر؟ جـ- ما هي خاصية الأفراد الكيميائية Cl_2، Br_2 و I_2 التي تتكون ن ذرات هذه العناصر؟ د- إذا علمت ان غاز الكلور Cl_2 لونه أصفر مخضر وغاز البروم Br_2 لونه أحمر واليود الصلب I_2 لونه بني. كما أن الأول غاز والثاني سائل والثالث صلب، ورأينا سابقا أن العناصر الثلاثة تملك خواص مشتركة أو متشابهة. ما الذي يمكن قوله عن علاقة الخواص الفيزيائية بالبنية الالكترونية؟	.....

www.touahria.com

6- الخصائص الكيميائية للعناصر:

2.6- خصائص عناصر الهالوجينات:

عمل مخبري - بطاقة الأستاذ -

التجربة	الملاحظات والمشاهدات
التجربة 01: نأخذ 5 أنابيب اختبار ونضع في كل أنبوب اختبار محاليل أملاح الصوديوم التالية: محلول كلور الصوديوم (Na^+, Cl^-)، يود الصوديوم (Na^+, I^-)، بروم الصوديوم (Na^+, Br^-)، فلور الصوديوم (Na^+, F^-) وكبريتات الصوديوم$(2Na^+, SO_4^{-2})$ - أضف لكل أنبوب قطرات من نترات الفضة (Ag^+, NO_3^-) فنلاحظ تشكل راسب في جميع الأنابيب ما عدا الأنبوب 5. أ- ما هو الفرد الكيميائي المشترك بين الأنابيب الخمسة؟ ب- هل تدخل الفرد الكيميائي المشترك في تكوين الراسب؟ برر ذلك. جـ- حدد الافراد الكيميائية التي تدخلت في التفاعل. د- هل تأثرت هذه الأفراد الكيميائية بـ Ag^+ أم بـ NO_3^-؟ لماذا؟	أ- الفرد الكيميائي المشترك بين الانابيب الخمسة قبل إضافة محلول نترات الفضّة هو الصوديوم Na. ب- لم يدخل الصوديوم في تكوين الراسب لأنه لم يتكون راسب في الانبوب 5. جـ- الأفراد الكيميائية التي تدخلت هي: شاردة اليود I^-، شاردة البروم Br^-، شاردة الكلور Cl^- وشاردة الفلور F^-. د- تأثرت الأفراد الكيميائية المذكورة بشاردة الفضة لأنها شاردة موجبة والأفراد الأخرى سالبة.
التجربة 02: نعرض الانابيب التي تحتوي على راسب الى الضوء الشديد (الشمس مثلا) بعد مرور مدّة زمنية (10 دقائق). فنلاحظ تشكل راسب في الأنابيب التي حدث فيها تفاعل. أ - هل للعناصر F، Cl، Br و I خاصية (خواص) كيميائية مشتركة؟ ب- ما هي خاصية الشاردة الأحادية التي تنتج من ذرات هذه العناصر؟ جـ- ما هي خاصية الأفراد الكيميائية Cl_2، Br_2 و I_2 التي تتكون ن ذرات هذه العناصر؟ د- إذا علمت ان غاز الكلور Cl_2 لونه أصفر مخضر وغاز البروم Br_2 لونه أحمر واليود الصلب I_2 لونه بني. كما أن الأول غاز والثاني سائل والثالث صلب، ورأينا سابقا أن العناصر الثلاثة تملك خواص مشتركة أو متشابهة. ما الذي يمكن قوله عن علاقة الخواص الفيزيائية بالبنية الالكترونية؟	أ- نعم للعناصر F، Cl، Br و I خاصية (خواص) كيميائية مشتركة وهي أن في مداراتها الأخيرة ينقصها الكترون واخد لكي تتشبع، كما أنها تقع في نفس العمود من الجدول الدوري وهو العمود السابع. ب- تمتاز الشاردة الأحادية التي من ذرات هذه العناصر المعروفة بـ (F^-، Cl^-، Br^- و I^-) أنّ شحنتها (-1) بمعنى اكتسبت جميعها الكترون واحد. جـ- خاصية الغازات أحادية العنصر التي تتكون من ذرات هذه العناصر والمعروفة بـ F_2، Cl_2، Br_2 و I_2 أنّها ثنائية الذرة. د- من الطبيعي أن تكون هذه الأجسام النقية مختلفة في الحالة الفيزيائية لأنها تختلف في اللون والحالة، ونستنتج أن الخواص الفيزيائية للأنواع الكيميائية لا تتعلق بالبنية الالكترونية للعناصر الكيميائية (في الطبقة الأخيرة).

نتيجة

- لعناصر العمود الواحد خواص كيميائية مشتركة وليس بالضرورة اهم خصائص فيزيائية مشتركة.

المذكرة رقم 07: بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية.

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا

المجال: المادة وتحولاتها.

الوحدة 01: بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية.

الدرس: بنية بعض جزيئات الأنواع الكيميائية.

الأستاذ: طواهرية عبد العزيز.

المدة الاجمالية للوحدة: 17سا.

نوع النشاط: نظري.

المدة: (45د)×3.

الكفاءات المستهدفة:

- يوظف نموذج لويس لتمثيل الجزيئات.
- يبرر بعض الخصائص الفيزيائية والكيميائية للمادة.

النشاطات المقترحة:

- التمرن على استعمال نموذج لويس لتمثيل بعض الجزيئات مع التمييز بين الأزواج الرابطة وغير الرابطة وكذلك بين الرابطة التكافئية المستقطبة وغير المستقطبة.
- استعمال النماذج الجزيئية أو برمجيات الاعلام الآلي لتمثيل بعض الجزيئات.
- التمرن على كتابة الصيغ المفصلة لبعض الجزيئات.

الوسائل المستعملة:

- جهاز الكمبيوتر المحمول.
- جهاز العرض.

المراجع:

- الكتاب المدرسي.
- الوثيقة المرافقة.
- المنهاج.
- وثائق من شبكة الأنترنت.

مراحل سير الدرس:

7- بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية.

1.7- نموذج لويس للرابطة التكافئية.

أ - تمثيل لويس.

ب- تكافؤ عنصر كيميائي.

جـ- الرابطة التكافئية.

د- الجزيء.

ه- نموذج لويس لتمثيل الجزيء.

و- الاستقطاب.

2.7- الصيغ المفصلة لتمثيل بعض الجزيئات.

أ- الصيغة الجزيئية المجملة لجزيء.

ب- الصيغة الجزيئية المفصلة لجزيء.

جـ- الصيغة الجزيئية نصف المفصلة لجزيء.

د- التماكب.

التقويم:

- أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة.

ملاحظات:

www.touahria.com

7- بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية:

1.7- نموذج لويس للرابطة التكافئية:

أ- تمثيل لويس: يخضع للقواعد التالية:

① يكتب رمز العنصر الكيميائي.

② يحاط برمز العنصر نقاط تمثل الكترونات الطبقة السطحية.

③ يرمز للإلكترونات المتزاوجة بنقطتين متجاورتين أو قطع مستقيمة صغيرة.

④يرمز للإلكترون الحر بنقطة.

مثال:

$_{11}Na: (K^2L^8M^1)$ $_{15}P: (K^2L^8M^5)$

ب- تكافؤ عنصر كيميائي: هو عدد الالكترونات الفردية بالطبقة السطحية.

مثال: في المثالين السابقين تكافؤ عنصر الصوديوم Na هو واحد وتكافؤ عنصر الفوسفور P هو ثلاثة.

تطبيق 01: أكمل الجدول التالي بإكمال التوزيع الالكتروني، تمثيل لويس وعدد تكافؤ كل عنصر:

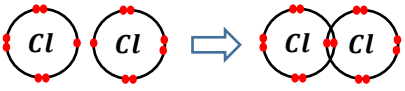
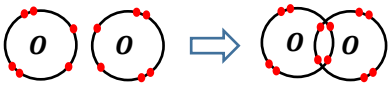
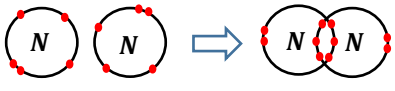
الذرات	$_8O$	$_6C$	$_{17}Cl$	$_9F$	$_{10}Ne$	$_{14}Si$	$_1H$
التوزيع الالكتروني	K^2L^6	K^2L^4	$K^2L^8M^7$	K^2L^7	K^2L^1	$K^2L^8M^4$	K^1
تمثيل لويس							
عدد التكافؤ	2	4	1	1	0	4	1

ج- الجزيء: هو فرد كيميائي متعادل كهربائيا يتكون من ارتباط عد من الذرات وهو نوعان:

- الجزيء البسيط: يتكون من ذرتين أو أكثر من نفس النوع الكيميائي مثل: H_2، O_2، Cl_2 و O_3.

- الجزيء المركب: يتكون من ذرات لعناصر كيميائية مختلفة مثل: H_2O، NH_3، CH_4 و CO_2.

د- الرابطة التكافئية: الرابطة التكافؤية هي اتحاد ذرتين بالاشتراك في زوج او زوجين أو ثلاثة أزواج من الكترونات التكافؤ، حيث كل ذرة تأتي بإلكترون لتكون زوجا من الكترونات الذرة الثانية.

أنواع الروابط التكافؤية		
الرابطة التكافئية البسيطة	الرابطة التكافئية الثنائية	الرابطة التكافئية الثلاثية
- تنتج من اشتراك زوج من الالكترونات بين الذرتين مثل جزيء غاز الكلور Cl_2.	- تنتج من اشتراك زوجين من الالكترونات بين الذرتين مثل: جزيء غاز الكلور O_2.	- تنتج من اشتراك ثلاثة أزواج من الالكترونات بين الذرتين مثل جزيء غاز الكلور N_2.
		
$Cl-Cl$	$O=O$	$N\equiv N$

هـ- تمثيل الجزيئات بنموذج لويس:

يسمح تمثيل لويس للذرات بإبراز عدد الأزواج الالكترونية الخاملة في الطبقة الخارجية وتكافؤ العنصر بتمثيل الالكترونات العازبة ذلك ما يسمح بمعرفة مباشرة للعدد الروابط التكافئية الممكنة لذلك العنصر.

يستعمل هذا النموذج أيضا لتمثيل سطحي للجزيئات تبرز فيه الروابط بين ذرات الجزيء ويعبر عنه بالصيغة المنشور للجزيء نسبة لصيغته المجملة.

تدعى الثنائيات المشتركة بالزوج الالكتروني الرابط (الثنائية الرابطة) حيث:

N_e: عدد الالكترونات في الطبقة الخارجية للذرة.

N_t: العدد الإجمالي للإلكترونات في الطبقة السطحية.

N_d: عدد الثنائيات التي يمكن أن تتحقق (الرابطة وغير الرابطة).

مثال: أعطِ تمثيل لويس لجزيء الماء H_2O:

- التوزيع الالكتروني لذرة الأكسجين O: (K^2L^6) : $_8O$.

- التوزيع الالكتروني لذرة الهيدروجين H: (K^1) : $_1H$.

- العدد الإجمالي للإلكترونات في الطبقة الخارجية للذرات الجزيء: $N_t = 2N_e(H) + N_e(O) = 2 + 6 = 8$.

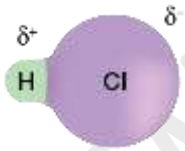
- عدد الثنائيات التي يمكن تحقيقها: $N_d = 8/2 = 4$.

الاحتمال الوحيد لتحقيق عدد الثنائيات مع احترام قاعدتي الثنائية والثمانية:

و- الاستقطاب:

في الجزيئة المكونة من ذرتين مختلفتين، الزوج الالكتروني المشترك يكون منجذبا نحو الذرة الأكثر كهروسلبية وبالتالي نقول ان الرابطة مستقطبة والجزيئة قطبية.

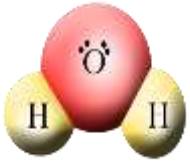
☜ قطبية جزيء كلور الهيدروجين HCl:



يتوفر جزيء كلور الهيدروجين HCl على رابطة تكافئية بسيطة، تنجذب ذرة الكلور (كهروسالبة) الزوج الالكتروني المشترك أكثر من ذرة الهيدروجين فتظهر شحنة جزئية موجبة $+\sigma e$ على ذرة الهيدروجين في حين تظهر على ذرة الكلور شحنة جزئية سالبة $-\sigma e$.

نقول عن جزيء كلور الهيدروجين أنه جزيء مستقطب والرابطة في الجزيء رابطة تكافئية مستقطبة.

☜ قطبية جزيء الماء H_2O:



تتكون جزيئة الماء من ذرة واحدة من الاوكسجين وذرتين من الهيدروجين مرتبطتين برابطة تكافئية بسيطة. بما ان الاكسجين أكثر كهروسلبية من الهيدروجين فان الرابطة التكافئية $O - H$ مستقطبة.

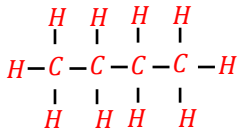
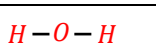
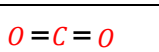
نقول عن جزيء الماء أنه جزيء مستقطب والرابطة في الجزيء رابطة تكافئية مستقطبة.

2.7- الصيغ الجزيئية:

أ- الصيغة الجزيئية المجملة لجزيء: تعبير مبسط لعدد كل نوع من الذرات (للعناصر الكيميائية) الموجودة في هذا المركب.

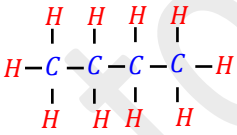
ب- الصيغة الجزيئية المفصلة (المنشورة) لجزيء: الصيغة الجزيئية المفصلة (المنشورة) هي نفسها تمثيل لويس للجزيئات من دون الأزواج اللاكترونية الغير مشتركة. $Cl-Ca-Cl$

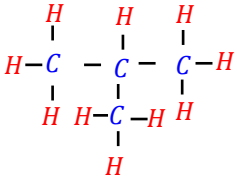
جـ- الصيغة الجزيئية نصف المفصلة لجزيء: تنحدر من الصيغة المفصلة حيث لا تمثل الروابط بين ذرات الهيدروجين والذرات الأخرى.

الجزيء	الصيغة المجملة	الصيغة المفصلة	الصيغة نصف المفصلة
البوتان	C_4H_{10}		$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
الماء	H_2O		H_2O
ثاني أكسيد الكربون	CO_2		CO_2

د- التماكب: التماكب هو التشابه في الصيغة المجملة والاختلاف في البنية الفراغية أو المستوية، والمتماكبات هي أفراد كيميائية لها نفس الصيغ المجملة وتختلف في الصيغ المفصلة.

مثال: للمركب C_4H_{10} صيغة مجملة واحدة وعدّة صيغ مفصلة محتملة نذكر منها:





المذكرة: هندسة بعض الجزيئات.

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا **المجال:** المادة وتحولاتها. **الوحدة 01:** بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية. **الدرس:** هندسة بعض الجزيئات.	**الأستاذ:** طواهرية عبد العزيز. **المدة الاجمالية للوحدة:** 17سا. **نوع النشاط:** عملي. **المدة:** (45د)×3.
الكفاءات المستهدفة: ☜ يوظف نموذج جيليسبي وكرام لتمثيل الجزيئات.	
النشاطات المقترحة: ☜التمرن على استعمال نموذج جيليسبي وكرام لتمثيل بعض الجزيئات.	
الوسائل المستعملة: 🖈جهاز الكمبيوتر المحمول. 🖈جهاز العرض. 🖈تطبيق (Molecular geometry) حمله من متجر Google Play. 🖈 جهاز هاتف أندرويد.	**المراجع:** 🖈المنهاج. 🖈الوثيقة المرافقة. 🖈الكتاب المدرسي. 🖈وثائق من شبكة الأنترنت.
مراحل سير الدرس: **8- هندسة بعض الجزيئات.** **1.8- نموذج جيليسبي لتمثيل الجزيئات.** **أ- طريقة $(VSEPER)$ (نموذج جيليسبي).** **ب- تمثيل جيليسبي.** **2.8- نموذج كرام لتمثيل الجزيئات.**	**التقويم:** - أسئلة حول النشاط تحقق الكفاءة المستهدفة. **ملاحظات:**

أكاديمية طواهرية
للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM

www.touahria.com

1- هندسة بعض الجزيئات:

1.1 نموذج جيليسبي لتمثيل الجزيئات:

أ- طريقة $(VSEPER)$ (نموذج جيليسبي):

ان الذرة المركزية لها عدّة ذرات رابطة وغير رابطة وكل ثنائية تحمل شحنة سالبة فيحدث تنافر بين هذه الثنائيات في كل الاتجاهات بحيث يكون هذا التنافر أعظميا مما يعطي للجزيء شكلا هندسيا فضائيا معينا.

لا يعطي تمثيل لويس معلومات عن هندسة الجزيء وتفسير هذه الهندسة معطاة بواسطة نموذج $Gillespie$ والذي يعتمد على خواص الشحنة الكهربائية.

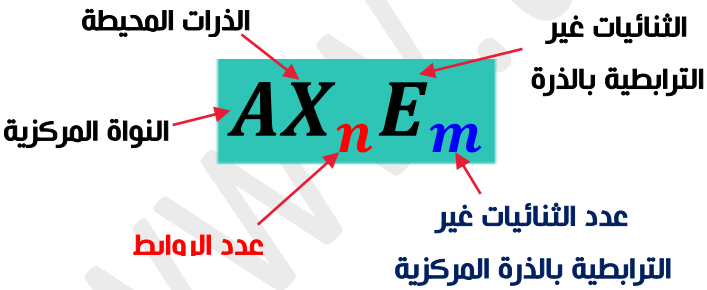
"تتجاذب شحنتان ذي إشارة مختلفة وتتنافر إذا كان لها نفس الإشارة، حيث تتناقص قوى التجاذب والتنافر كلما ابتعدت هذه الشحنات عن بعضها البعض"

في الجزيئات تتشكل الروابط من الكترونات كلها مشحونة سلبا وعليه تطبق الثنائية الالكترونية على بعضا البعض قوى تنافر، سواء كان هذه الثنائيات رابطة أو غير رابطة.

"في نموذج $Gillespie$ تتوجه الثنائيات الرابطة وغير الرابطة في الفضاء بحيث تقلل من التنافر وتتباعد عن بعضها البعض بأكثر قدر ممكن"

لو نقيس بين مختلف روابط الجزيئات سنلاحظ اختلافات معتبرة.

ان الزاوية بين الثنائيات الرابطة وغير الرابطة أكبر من الزاوية بين الثنائيات الرابطة، لأن قوّة التنافر بين الثنائيات الرابطة وغير الرابطة أكبر من قوّة التنافر بين الثنائيات الرابطة.



ب- تمثيل جيليسبي:

نمثله بالصيغة: AX_nE_m حيث:

- A: الذرة المركزية، محاطة بـ n ذرة X، وتحتوي على m زوجا الكترونيا غير ترابطي.
- X: الذرات المحيطة بالذرة المركزية.
- E: الثنائيات غير الترابطية بالذرة المركزية.

- إذا كان $n+m=4$ فان الجزيء له شكل هرم رباعي الوجوه تتوسطه A ورؤوسه الذرات X.

- إذا كان $n + m = 3$ فان الجزيء له شكل هرم رباعي الوجوه في رأسه A ورؤوسه الأخرى الذرات X.

- إذا كان $n + m = 2$ فان الجزيء له شكل خطي.

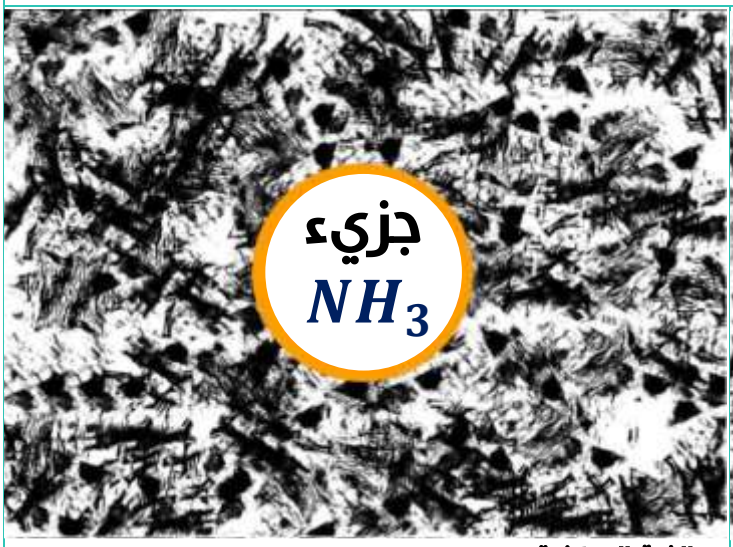
تمثل الجزيئات بنموذج جلسبي باتباع القواعد التالية:

هندسة الجزيء أو الشاردة يعتمد على عدد الأزواج الالكترونية الرابطة (n) وغير الرابطة (m).

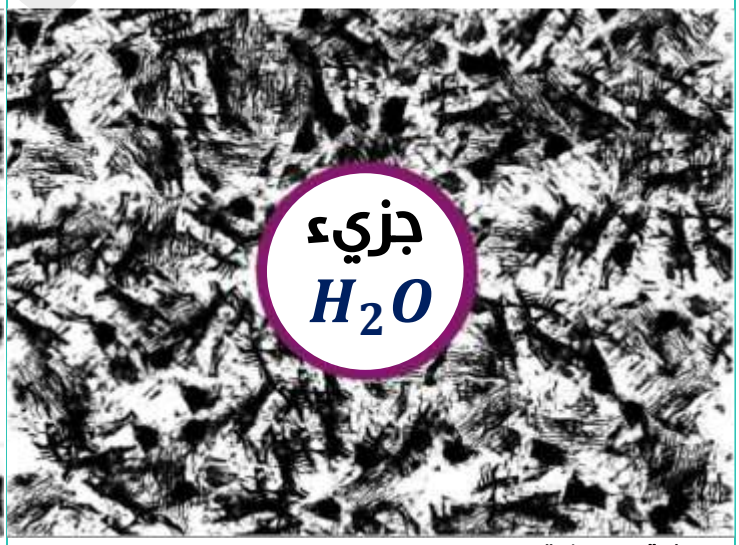
www.touahria.com

- بطاقة التلميذ -

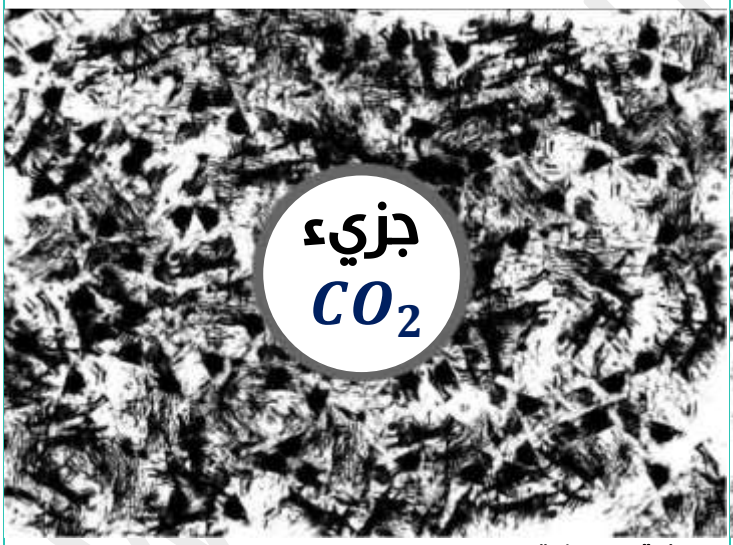
- الذرة المركزية: .....
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: ..... $n =$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: ... $m =$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: .....
- شكل الجزيء: .....
.....



- الذرة المركزية: .....
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: ..... $n =$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: ... $m =$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: .....
- شكل الجزيء: .....
.....



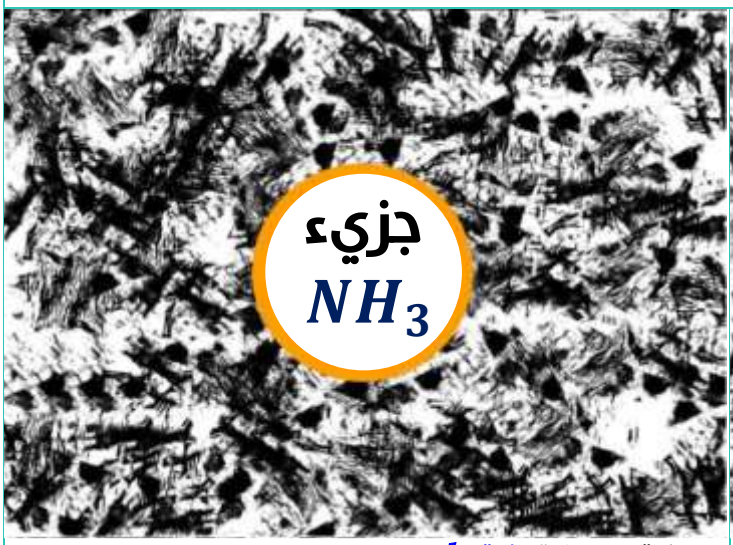
- الذرة المركزية: .....
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: ..... $n =$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: ... $m =$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: .....
- شكل الجزيء: .....
.....



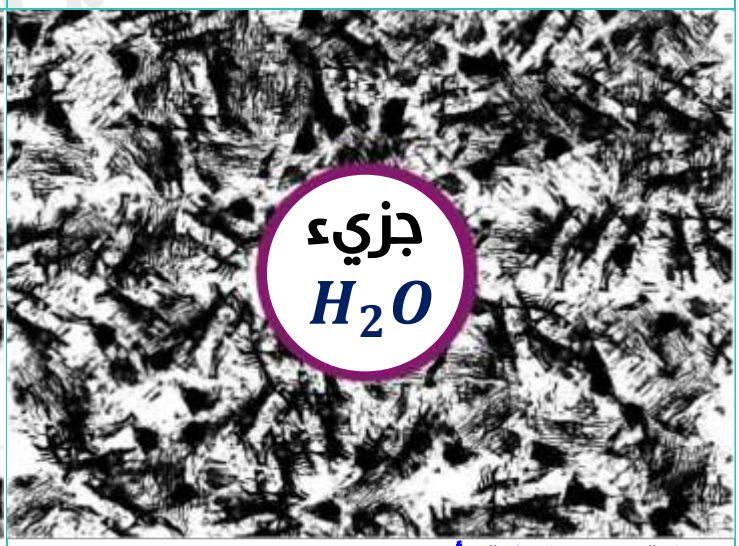
- الذرة المركزية: .....
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: ..... $n =$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: ... $m =$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: .....
- شكل الجزيء: .....
.....

- بطاقة الأستاذ -

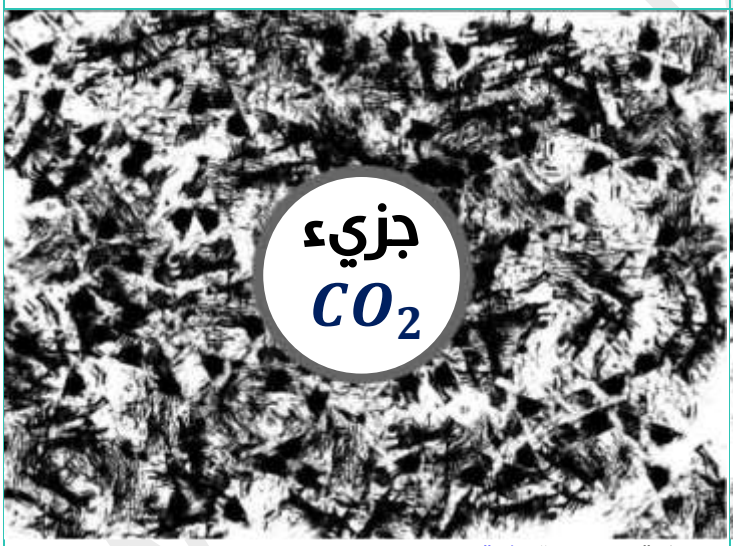
- الذرة المركزية: ذرة الكربون C.
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: $n = 4$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: $m = 0$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: AX_4E_0
- شكل الجزيء: (n+m=4) هرم رباعي الوجوه تتوسطه ذرة الكربون C ورؤوسه الأخرى ذرات الهيدروجين H.



- الذرة المركزية: ذرة الآزوت N.
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: $n = 3$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: $m = 1$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: AX_3E_1
- شكل الجزيء: (n+m=4) هرم رباعي الوجوه تتوسطه ذرة الآزوت N ورؤوسه الأخرى ذرات الهيديروجين H.



- الذرة المركزية: ذرة الأوكسجين O.
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: $n = 2$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: $m = 2$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: AX_2E_2
- شكل الجزيء: (n+m=4) هرم رباعي الوجوه تتوسطه ذرة الأكسجين O ورؤوسه الأخرى ذرات الهيديروجين H.



- الذرة المركزية: ذرة الكربون C.
- عدد الذرات المحيطة بالذرة المركزية: $n = 2$.
- عدد الأزواج غير الترابطية المحيطة بالذرة المركزية: $m = 0$.
- صيغة جيليسبي AX_nE_m: AX_2E_0
- شكل الجزيء: (n+m=2) شكل خطي.

2.1- نموذج كرام لتمثيل الجزيئات:

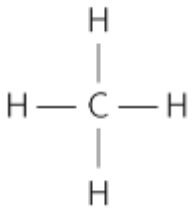
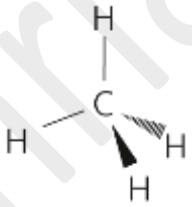
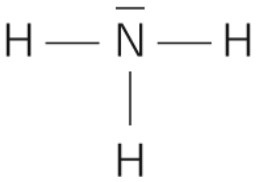
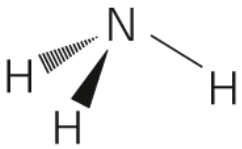
لتمثيل هندسة الجزيئات بعد معرفة البنية الهندسية الفضائية لجزيء بواسطة نموذج جليسبي يقترح العالم $Cram$ نموذجا لتمثيل الجزيء في المستوي.

- اصطلاحات نموذج كرام:

: رابطة امامية.

: رابطة خلفية.

: رابطة جانبية (في مستوي).

جزيء غاز الميثان CH_4		جزيء غاز النشادر NH_3	
تمثيل لويس	تمثيل كرام	تمثيل لويس	تمثيل كرام
			

www.touahria.com

أكاديمية طواهرية
للعلوم الفيزيائية
WWW.TOUAHRIA.COM