الوحدة 01: بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا.	**الأستاذ:** .....
المجال: المادة وتحولاتها.	**الثانوية:** .....
الوحدة 01: بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية	**الموسم الدراسي:** 2022/2021
	المدة الاجمالية للوحدة: 11سا د + 3 ع م

مؤشرات الكفاءة:	1- يميز بين النوع الكيميائي والفرد الكيميائي. 2- يطبق نموذج التوزيع الإلكتروني. 3- يقارن الذرة بنواتها من حيث :الحجم، الشحنة والكتلة. 4- يميز بين العنصر الكيميائي ونظائره. 5- يربط الخصائص الكيميائية لعنصر بعدد إلكترونات المدار الخارجي لذرته. 6- يتوقع صيغة جزيئية مجملة لنوع كيميائي. 7- يميز من خلال الجدول الدوري المبسط بين العائلات الكيميائية. 8- يوظف النماذج لويس، جليسبي، كرام لتمثيل بعض الجزيئات وتبرير بعض الخصائص الفيزيائية والكيميائية.
البطاقات التجريبية:	❖ يدرس نشاط وثائقي حول تجربة رذرفورد باستعمال المحاكاة ❖ دراسة وثائقية حول التطور التاريخي لبناء الجدول الدوري للعناصر
أهداف التعلم:	1- يميز بين النوع الكيميائي والفرد الكيميائي. 2- يطبق نموذج التوزيع الإلكتروني 3- يقارن الذرة بنواتها من حيث :الحجم الشحنة والكتلة 4- يميز بين العنصر الكيميائي ونظائره 5- يربط الخصائص الكيميائية لعنصر بعدد إلكترونات المدار الخارجي لذرته. 6- يميز من خلال الجدول الدوري المبسط بين العائلات. 7- يوظف النماذج لويس، جليسبي، كرام لتمثيل بعض الجزيئات وتبرير بعض الخصائص.
مراحل سير الوحدة:	مراحل سير الوحدة: 1- الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية 2- بنية وتطور نموذج الذرة 3- العنصر الكيميائي ونظائره 4- الجدول الدوري للعناصر والتوزيع الالكتروني للذرات 5- بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية 6- هندسة جزيئات بعض الأنواع الكيميائية
المراجع:	الكتاب المدرسي-الوثيقة المرافقة -وثائق الأنترنت
التقويم:	تمارين هادفة من الكتاب المدرسي تحقق الكفاءات المستهدفة

البطاقة التربوية للدرس 1

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا.	**الأستاذ:** .....
المجال: المادة وتحولاتها.	**الثانوية:** .....
الوحدة 01: بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية	**الموسم الدراسي:** 2022/2021
الموضوع: تطور نموذج الذرة	**المدة الزمنية:** 4 حصص مدة كل حصة 60 دقيقة

مؤشرات الكفاءة:	النشاطات المقترحة:
1- يميز بين النوع والفرد الكيميائي. 2- يطبق نموذج التوزيع الالكتروني. 3- يقارن الذرّة بنواتها من حيث: الحجم، الشحنة والكتلة.	النظرية الذرية للمادة محاكاة حول تجربة رذرفورد

المدة	مراحل سير الدرس
	عناصر الدرس:
	1-الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية:
30 د	أ-المقارنة بين الفرد الكيميائي والنوع الكيميائي.
30 د	ب-خصائص النوع الكيميائي
	2- بنية وتطور نموذج الذرة
30 د	2-1-النظرية الذرية للمادة
30 د	2-2-تطور النماذج الذرية – نشاط لا صفي
30 د	2-3-بنية الذرة
30 د	أ-مكونات النواة
60 د	ب-نموذج التوزيع الاكتروني

الأنشطة داخل القسم

نشاط التلميذ	نشاط الأستاذ
- يميز بين النوع الكيميائي والفرد الكيميائي - يقرأ من الكتاب المدرسي نص تاريخي حول تطور نماذج الذرة منذ القدم. - يقارن الذرة بنواتها من حيث: الحجم والشحنة والكتلة - يعرف التلميذ تجربة روذرفورد من خلال التوثيق ويستنتج أن للذرة بنية فراغية ونواة شحنها موجبة	- يقوم الأستاذ بإعطاء أمثلة لتقريب معنى الفرد الكيميائي والنوع الكيميائي. - يشرح الأستاذ بعض الخصائص الفيزيائية للنوع الكيميائي ويعطي مثال عن نوع كيميائي. يعطي للتلميذ نشاط وثائقي حول تجربة رذرفورد باستعمال المحاكاة - يعرف للتلميذ قواعد التوزيع الإلكتروني ويعطي أمثلة.

المراجع:	الوسائل المستعملة:
المنهاج + الوثيقة المرفقة+ دليل الأستاذ+ كتاب مدرسي حاسوب، الجدول الدوري، جهاز (*Data show*)	

1-مفهوم النوع الكيميائي:

أ-المقارنة بين الفرد الكيميائي والنوع الكيميائي:

نشاط: لاحظ على الجدول الجانبي.

المادة	حبيبات المادة المكونة لها
الماء	جزيئات الماء
مسمار حديدي	ذرات حديد
ملح الطعام	شاردة صوديوم وشاردة كلور

- الماء والمسمار الحديدي وملح الطعام نتعامل معه عيانيا اذن نسميه نوع كيميائي.
- جزئ الماء، ذرة الحديد والثنائية الشاردية (شوارد الكلور وشوارد الصوديوم) لا نستطيع التعامل معها عيانيا اذن نسميه بفرد كيميائي.

اذن نطلق اسم الفرد الكيميائي على كل الدقائق المجهرية المكونة للمادة سواء كانت جزيئات أو ذرات أو شوارد أو الكترونا أو بروتونا .....

والنوع الكيميائي هو مجموعة من الأفراد الكيميائية المتماثلة (جزيئات، شوارد، ذرات ...) نتعامل معها من الناحية العيانية.

ج-خصائص النوع الكيميائي:

كل نوع كيميائي لخصائص فيزيائية تميزه عن باقي الأنواع الكيميائية، من بين هذه الخصائص نذكر: درجة حرارة الغليان ودرجة حرارة التجمد والكتلة الحجمية $\rho = \frac{M}{V}$ قرينة الانكسار للضوء بالنسبة للأنواع الكيميائية الشفافة واللون، الرائحة .....

مثال: الماء نوع كيميائي يتميز عن باقي الأنواع الكيميائية بخواص فيزيائية نذكر منها:

- درجة حرارة الغليان: $100°C$
- درجة حرارة التجمد: $0°C$
- الكتلة الحجمية: $\rho = 10^3 kg/m^3$
- قرينة الانكسار للضوء: $n = \frac{4}{3}$

مثال: رتب في جدول الأفراد والأنواع الكيميائية التالية: ذرة أكسجين – ملح الطعام – نيترون – غاز ثاني أكسيد الكربون – الكترون – محلول حمض كلور الماء – سكر – الماء– ذرة الهيدروجين – غاز ثنائي الهيدروجين – صفيحة نحاس – شاردة النحاس-

2-بنية وتطور نموذج الذرة:

2-1-النظرية الذرية للمادة:

تعود فرضية البنية الذرية للمادة إلى الإغريق حيث اعتبرت المادة متكونة من عدد كبير من الدقائق المجهرية المختلفة غير قابلة للانقسام سميت الذرات (من اليونانية $(Atomos)$ التي تعني لا تنقسم)، ولكن هذه الفرضية اندثرت وشاعت بدل منها نظريات أخرى، إلى أن قدم دالتون فرضيته حول التركيب الذري للمادة عام (1808) ومنذ ذلك التاريخ تكاثرت الاكتشافات والبحوث حول تركيب المادة وبنيتها المجهرية.

2-2-تطور النماذج الذرية: نشاط لا صفي

تطبع الوثيقة أسفله وتوزع على التلاميذ ويحضرها التلميذ في المنزل ويطرح الأستاذ في الحصة المقبلة أسئلة عنها.

2-3-بنية الذرة:

تتكون الذرة من نواة مركزية موجبة تتمركز فيها كل كتلتها تقريبا والكترونات سالبة تدور حولها في مدارات محددة حسب تجربة رذرفورد

أ-مكونات النواة:

- ✓ تتألف الذرة من نواة تدور حولها الكترونات في مدارات. وتتألف النواة من البروتونات والنيترونات (النيكليونات)
- ✓ يرمز لنواة الذرة بالرمز $\left({}^{A}_{Z}X\right)$ حيث
  - ❖ A يسمى العدد الكتلي (عدد البروتونات + النيترونات)
  - ❖ Z يسمى العدد الذري (عدد الالكترونات) و يساوي عدد البروتونات في النواة
- ✓ تعطى العلاقة بين العدد الكتلي وعدد البروتونات والنيترونات كالاتي $(A = Z + N)$

$${}^{A}_{Z}X$$ العدد الكتلي / العدد الذري

مثال توضيحي: نواة الكلور ${}^{35}_{17}Cl$ تحتوي على 17 بروتون و18 نوترون

بعض المقادير والقوانين المهمة:

الجسيم	البروتون $\left({}_{1}^{1}p\right)$	النيترون $\left({}_{0}^{1}n\right)$	الالكترون $\left({}_{-1}^{0}e\right)$	البوزيترون $\left({}_{+1}^{0}e\right)$
الكتلة بوحدة (kg)	$1,6726.10^{-27}$	$1,6749.10^{-27}$	$9,1.10^{-31}$	$9,1.10^{-31}$
الكتلة بوحدة (μ)	$1,00728$	$1,00866$	$0,0005$	$0,0005$
الشحنة (C)	$1,6.10^{-19}$	0	$-1,6.10^{-19}$	$1,6.10^{-19}$

نشاط تطبيقي:

الهدف من هذا النشاط مقارنة الذرة بنواتها من حيث الحجم والكتلة والشحنة:

1- من خلال الجدول السابق قارن بين كتلتي البروتون والنيترون وماذا تلاحظ؟ وهل يمكنك اعتبارهما متساويين؟

نلاحظ أن كتلة البروتون أكبر بقليل من كتلة النيترون ويمكن اعتبارهما متساويين بعد تدوير الأعداد.

2- قارن بين كتلتي البروتون والالكترون وماذا تلاحظ؟ نلاحظ أن كتلة البروتون أكبر بكثير من كتلة الالكترون

3- قارن بين كتلة الذرة وكتلة نواتها. خذ ذرة الأكسجين كمثال عددي؟ ماذا تلاحظ.

تحوي ذرة الأكسجين على 8 بروتونات و8 نيترونات و8 الكترونات. اذن

$$m_{atome} = Z.m(p) + N.m(n) + Z.m(é) = 8.1,6726.10^{-27} + 8.1,6749.10^{-27} + 8.9,1.10^{-31} = 2,678.10^{-26}\,kg$$

$$m_{noy} = Z.m(p) + N.m(n) = 8.1,6726.10^{-27} + 8.1,6749.10^{-27} = 2,678.10^{-26}\,kg$$

نلاحظ أن كتلة الذرة تساوي تقريبا كتلة نواتها.

4- قارن بين نصف قطر ذرة الهيدروجين $r_H = 5.10^{-11}\,m$ ونصف قطر نواتها الذي قدره $10^{-15}\,m$ ؟

نلاحظ أن نصف قطر ذرة الهيدروجين أكبر بكثير من نصف قطر نواتها.

نتيجة النشاط:

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

❖ **كتلة الذرة**

$$m_{(Atom)} = m_{noy} + m_{(électrons)}$$

$$m_{(Atom)} = \left(m_{(protons)} + m_{(neutrons)}\right) + m_{(électrons)} = Z.m(p) + N.m(n) + Z.m(é)$$

بما أن كتلة البروتون تساوي بالتقريب الجيد كتلة النيترون وأن كتلة الإلكترون مهملة أمام كتلة البروتون تكون كتلة الذرة مضاعفة لكتلة البروتون ويمكن توضيح ذلك كما يلي: $m_{(Atom)} = Z.m(p) + N.m(n) = A.m(p)$

❖ **شحنة النواة** يعبر عنها بالعلاقة: $q_{(noy)} = Z.|e|$ حيث $|e|$ تمثل الشحنة العنصرية $|e| = 1,6.10^{-19}\,C$

❖ **شحنة الذرة** الذرة متعادلة كهربائيا لأن $q_{(Atom)} = Z.|é| + P.é = 0$ وأن $(P = Z)$

وحدة الكتلة الذرية:

تحتوي نواة ذرة الهيدروجين على بروتون واحد، وكتلة نواة الهيدروجين تساوي تقريبا كتلة ذرة الهيدروجين، هذا يعني أن كتلة البروتون تساوي تقريبا كتلة ذرة الهيدروجين.

للتعبير البسيط على الكتل الذرية اعتمدت كتلة ذرة الهيدروجين (أي كتلة البروتون) كوحدة لقياس الكتل في المستوى الذري وسميت بوحدة الكتلة الذرية، يرمز لها بالرمز (μ) حيث: $1\mu = 1,667.10^{-27}\,kg$

ب -نموذج التوزيع الإلكتروني

لا تتوزع الإلكترونات حول النواة بصفة كيفية بل تخضع لمبدأين يحددان عددهما في كل مدار وكيفية توزعهما.

المبدأ الأول: لا تتسع طبقة (مدار) إلا لعدد محدد من الإلكترونات حيث يتسع المدار ذو الرقم (n) لعدد من الإلكترونات أقصاها لا يتعدى $(2n^2)$

الطبقة (المدار)	عدد الإلكترونات الأعظمي في الطبقة $(2n^2)$
n = 1	2
n = 2	8
n = 3	18

المبدأ الثاني: في حالة الإستقرار التام للذرة، تشغل الإلكترونات الطبقات وفق رقمها بداية من الطبقة $(n=1)$ ثم الطبقة $(n=2)$ بعد تشبع الطبقة $(n=1)$ ، فالطبقة $(n=3)$ بعد تشبع $(n=2)$ وهكذا.....

يرمز لكل طبقة بحرف كما يلي:

$$(n=1) \rightarrow K$$
$$(n=2) \rightarrow L$$
$$(n=3) \rightarrow M$$

ملاحظة: في برنامجنا يعتمد على هذا التوزيع فقط من أجل $(Z \leq 18)$

أمثلة عن التوزيع الإلكتروني لبعض الذرات:

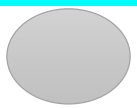
رمز الذرة	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
H	1	K^1
C	6	K^2L^4
Na	11	$K^2L^8M^1$
Cl	17	$K^2L^8M^7$

تطبيق:

أكمل الجدول التالي

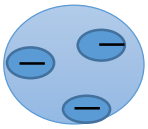
رمز النواة	العدد الكتلي	العدد الشحني	عدد البروتونات	عدد النوترونات	عدد الالكترونات	التوزيع الالكتروني
${}^{12}_{6}C$						
${}^{30}_{14}Si$						
${}^{16}_{8}O$						

تطور النماذج الذرية: – نشاط لا صفي



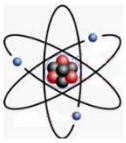
الشكل 1

- **النموذج الذري لدالتون:** تتكون المادة من دقائق صغيرة تسمى ذرات وهي تدخل في التفاعلات دون أن تنقسم وذرات العنصر لها نفس الخواص وهي تشبه كرة البلياردو (الشكل –1)



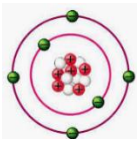
الشكل 2

- **النموذج الذري لطومسون:** اكتشف العالم **طومسون** في سنة (1987) أول مكون للمادة هو الإلكترون، في سنة (1904) اقترح نوذجا للذرة حيث تصور أن الذرة عبارة عن كرة مملوءة بمادة كهربائية موجبة الشحنة محشوة بإلكترونات سالبة (الشكل 2).



الشكل 3

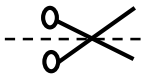
- **النموذج الذري لرذرفورد:** برهن أن الذرة مكونة من نقطة مادية مركزية موجبة الشحنة، تتمركز فيها معظم كتلة الذرة وتسمى النواة، تليها سحابة من الإلكترونات سالبة الشحنة تدور حولها بسرعة كبيرة جدا ويفصل بينهما فراغ كبير، أي أن للذرة بنية فراغية. (الشكل 3) النواة مكونة من نوعين من الدقائق وهي البروتونات ذات الشحنة الموجبة والنترونات المتعادلة كهربائيا.



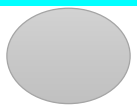
الشكل 4

- **النموذج الذري لبوهر:** اقترح بوهر سنة 1913 النموذج الكوكبي، حيث شبه الذرة بالنظام الشمسي أين تقوم النواة مقام الشمس والإلكترونات تدور حولها في مدارات محددة مثل ما تدور الكواكب حول الشمس. يعتبر هذا النموذج أخر نموذج للذرة المبني على قوانين الفيزياء الكلاسيكية والذي مازال يعتمد عليه لإعطاء تصورا مبسطا لتركيب الذرة في التعليم. (الشكل 4)

✓ **تجربة رذرفورد:** 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.انظر الصورة في الكتاب المدرسي

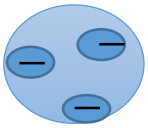


تطور النماذج الذرية: – نشاط لا صفي



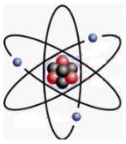
الشكل 1

- **النموذج الذري لدالتون:** تتكون المادة من دقائق صغيرة تسمى ذرات وهي تدخل في التفاعلات دون أن تنقسم وذرات العنصر لها نفس الخواص وهي تشبه كرة البلياردو (الشكل –1)



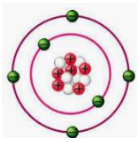
الشكل 2

- **النموذج الذري لطومسون:** اكتشف العالم **طومسون** في سنة (1987) أول مكون للمادة هو الإلكترون، في سنة (1904) اقترح نوذجا للذرة حيث تصور أن الذرة عبارة عن كرة مملوءة بمادة كهربائية موجبة الشحنة محشوة بإلكترونات سالبة (الشكل 2).



الشكل 3

- **النموذج الذري لرذرفورد:** برهن أن الذرة مكونة من نقطة مادية مركزية موجبة الشحنة، تتمركز فيها معظم كتلة الذرة وتسمى النواة، تليها سحابة من الإلكترونات سالبة الشحنة تدور حولها بسرعة كبيرة جدا ويفصل بينهما فراغ كبير، أي أن للذرة بنية فراغية. (الشكل 3) النواة مكونة من نوعين من الدقائق وهي البروتونات ذات الشحنة الموجبة والنترونات المتعادلة كهربائيا.



الشكل 4

- **النموذج الذري لبوهر:** اقترح بوهر سنة 1913 النموذج الكوكبي، حيث شبه الذرة بالنظام الشمسي أين تقوم النواة مقام الشمس والإلكترونات تدور حولها في مدارات محددة مثل ما تدور الكواكب حول الشمس. يعتبر هذا النموذج أخر نموذج للذرة المبني على قوانين الفيزياء الكلاسيكية والذي مازال يعتمد عليه لإعطاء تصورا مبسطا لتركيب الذرة في التعليم. (الشكل 4)

✓ **تجربة رذرفورد:** 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.انظر الصورة في الكتاب المدرسي

البطاقة التربوية للدرس 2

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا.	**الأستاذ:** .....
المجال: المادة وتحولاتها.	**الثانوية:** .....
الوحدة 01: بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية	**الموسم الدراسي:** 2022/2021
الموضوع: العنصر الكيميائي ونظائره	**المدة الزمنية:** 4 حصص مدة كل منها 60 دقيقة

مؤشرات الكفاءة:	النشاطات المقترحة:
1- يميز بين العنصر الكيميائي ونظائره. 2- يثبت تجريبيا أن العنصر الكيميائي يبقى محفوظ أثناء التفاعل 3- يربط الخصائص الكيميائية لعنصر بعدد إلكترونات المدار الخارجي لذرته. 4- يميز من خلال الجدول الدوري المبسط بين العائلات الكيميائية	انحفاظ العنصر الكيميائي الجدول الدوري للعناصر

المدة	مراحل سير الدرس
	عناصر الدرس:
	3-العنصر الكيميائي ونظائره
40 د	أ-مفهوم العنصر الكيميائي وانحفاظه
20 د	ب –النظائر.
60 د	ج – قاعدة الثنائية الإلكترونية وقاعدة الثمانية الإلكترونية
	4-الجدول الدوري للعناصر والتوزيع الالكتروني للذرات
30 د	أ-نشأة الجدول الدوري
30 د	ب-الجدول الدوري والخصائص الكيميائية:
30 د	ج-العائلة الكيميائية
40 د	د– كهروسلبية عنصر كيميائي.
20 د	هـ – الشوارد.

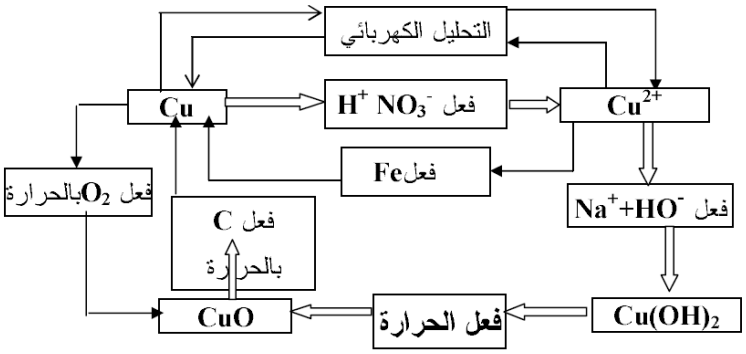
الأنشطة داخل القسم

نشاط التلميذ	نشاط الأستاذ
- ينجز سلسلة من التجارب توضح انحفاظ عنصر كيميائي مثل عنصر النحاس - دراسة وثائقية حول التطور التاريخي لبناء الجدول الدوري للعناصر. - دراسة وتحليل الجدول اعتمادا على نموذج الذرة المقترح.	- يوجه التلميذ أثناء القيام بالتجربة لخطورة بعضها - دراسة جدول يحتوي على نظائر بعض العناصر - يوظف المعارف لتعيين خصائص العناصر في الجدول الدوري المبسط - يركز على أهمية النظائر ويحدد نسبها في الطبيعة
المراجع:	**الوسائل المستعملة:**
المنهاج + الوثيقة المرفقة+ دليل الأستاذ+ كتاب مدرسي حاسوب، الجدول الدوري، جهاز (*Data show*)	خراطة النحاس – محلول نترات الفضة – محلول كبريتات النحاس محلول الصودا -أوكسيد النحاس الثنائي -مسحوق الفحم

3-العنصر الكيميائي:

أ-مفهوم العنصر الكيميائي وانحفاظه:

نشاط: نحقق بعض التجارب على معدن النحاس (تقدم للتلميذ على شكل مخطط فقط دون القيام بالتجارب أو وصفها الدقيق)



خلاصة:

بينت التجارب ان الطبيعة العميقة للنحاس لم تتغير. فلاحظنا أن معدن النحاس تحول الى شوارد نحاس أو شوارد النحاس تحولت الى معدن النحاس أي لم تتغير وبالتالي يمكن أن نعرف عنصر النحاس ما هو مشترك في معدن النحاس وفي كل مركباته رغم تنوع مظاهرها.

وعليه فإن عنصر النحاس $(Cu)_s$ هو العنصر المشترك في كل الأنواع الكيميائية المصادفة.

مثلا عنصر الازوت N هو مكون مشترك في كل من ثنائي الازوت N_2 وشاردة النترات NO_3^- وأول أوكسيد الأزوت NO وفي ثنائي أكسيد الأزوت NO_2 وفي نترات الامونيوم NH_4NO_3 وفي غاز النشادر NH_3

تعريف:

اذن يطلق بالتعريف مصطلح العنصر الكيميائي على كل الأفراد الكيميائية التي لها نفس الرقم الذري Z.وخلال التحولات الكيميائية يكون العنصر الكيميائي محفوظ.

وعرف إلى وقتنا هذا (116) عنصرا كيميائيا منها (90) عنصرا طبيعيا أما الباقي فقد حضر في مخابر الفيزياء النووية ويقال عنها عناصر اصطناعية.

للتمييز بين العناصر الكيميائية أعطي لكل عنصر رمزا يميزه، حيث يمثل هذا الرمز الحرف الأول من اسمه اللاتيني ويكتب بالأحرف الكبيرة $(Majuscule)$، وفي حالة تماثل الحرف الأول في عنصرين أو أكثر، يضاف حرف ثاني من الاسم اللاتيني للعنصر (عادة يكون الثاني) يكتب بالأحرف الصغيرة $(Minuscule)$

أمثلة:

اسم العنصر بالعربية	اسم العنصر باللاتينية	رمزه
كربون	Carbone	C
كلور	Chlore	C1
نحاس	Cuivre	Cu
كالسيوم	Calcium	Ca
فضة	Argent	Ag

ب-النظائر:

هي ذرات تنتمي الى نفس العنصر الكيميائي تتشابه في العدد الذري Z وتختلف في العدد الكتلي A

أمثلة: ذرة الهيدروجين $\left({}_1^3H, {}_1^2H, {}_1^1H\right)$ ذرة الكلور $\left({}_{17}^{35}Cl, {}_{17}^{37}Cl\right)$ ..... الخ

ج-قاعدة الثنائية الإلكترونية وقاعدة الثمانية الإلكترونية:

تحقق الذرة إحدى القاعدتين ببناء روابط كيميائية مع ذرات أخرى، يعني فقد أو اكتساب عدد مناسب من الإلكترونات خلال تحولات كيميائية.

قاعدة الثنائية الإلكترونية:

إذا كان لذرة $(3 \leq Z \leq 5)$ فإنها تسعى خلال تحول كيميائي لفقد إلكترونات مدارها الأخير وهي (1 أو 2 أو 3 إلكترونات) لتتحول إلى شاردة موجبة سعيا بذلك لاكتساب التركيب الإلكتروني لذرة الغاز الخامل الأقرب إليها وهو الهيليوم الذي مداره الأخير مشبع بإلكترونين (2).

حالة خاصة: ذرة الهيدروجين تسعى لأن تفقد إلكترونها الوحيد لتتحول إلى شاردة الهيدروجين (H^+)

قاعدة الثمانية الإلكترونية:

إذا كان لذرة $(7 \leq Z \leq 18)$ باستثناء $(Z=14)$ فإنها كل ذرة تسعى ليكون في مدارها الأخير (8 إلكترونات) مثل أقرب غاز خامل لها وذلك باكتساب الإلكترونات أو فقدها:

الحالة الأولى:

إذا كان في المدار الأخير لذرة 1 أو 2 أو 3 إلكترونات، تسعى الذرة لفقدها، ليصبح مدارها ما قبل الأخير مشبع بـ 8 إلكترونات.

الحالة الثانية:

إذا كان في المدار الأخير لذرة 5 أو 6 أو 7 إلكترونات، تسعى الذرة لاكتساب 1 أو 2 أو 3 إلكترونات ليصبح مدارها في الأخير مشبعا بـ 8 إلكترونات.

ملاحظة: تفسر قاعدتي الثنائية والثمانية الإلكترونية تكوين بعض الأنواع الكيميائية.

- ذرة الصوديوم $(Na : K^2L^8M^1)$ تسعى للتخلي عن هذا الإلكترون لتصبح شاردة الصوديوم $(Na^+ : K^2L^8)$
- ذرة الكلور $(Na : K^2L^8M^7)$ تسعى لاكتساب إلكترون، لتصبح شاردة الكلور $(Cl^- : K^2L^8M^8)$

ثم يحدث تجاذب بين شارة الصوديوم الموجبة، وشارة الكلور السالبة، مشكلين نوع كيميائي يدعى كلور الصوديوم، رمزه الكيميائي $(NaCl)$

4-الجدول الدوري للعناصر والتوزيع الالكتروني للذرات:

أ-نشأة الجدول الدوري نص تاريخي يقرأ من الكتاب ولا يدون على الكراسة.

ب-الجدول الدوري والخصائص الكيميائية:

يتشكل الجدول الدوري في صيغته البسيطة من 8 أعمدة و7 سطور، ترقم عادة الأعمدة بأرقام رومانية من I إلى VIII والسطور بالأرقام العربية من 1 إلى 7، نعطي فيما يلي الجدول الدوري البسيط بالاكتفاء بالسطور الثلاث الأولى.

يعتمد ترتيب العناصر الكيميائية في الجدول الدوري على التوزيع الإلكتروني في المدارات وفق الرقم الذري التصاعدي.

يوافق رقم السطر في الجدول، عدد مدارات ذراته أي أن السطر في الجدول لا يحتوي إلا العناصر التي لها نفس عدد المدارات.

يحتوي العمود الواحد في الجدول العناصر التي لها نفس عدد الإلكترونات في مدارها الأخير فرقم العمود يمثل عدد الإلكترونات في المدار الأخير.

توجد العناصر الكيميائية ذات المدارات المشبعة كلها في العمود الثامن وهو الأخير في الجدول الدوري.

	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	${}_{11}Na$ $K^2L^8M^1$	${}_{12}Mg$ $K^2L^8M^2$	${}_{13}Al$ $K^2L^8M^3$	${}_{14}Si$ $K^2L^8M^4$	${}_{15}P$ $K^2L^8M^5$	${}_{16}S$ $K^2L^8M^6$	${}_{17}Cl$ $K^2L^8M^7$	${}_{18}Ar$ $K^2L^8M^8$

ج-العائلة الكيميائية:

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

- **عائلة القلائيات:** وهي تتمثل في عناصر العمود الأول الذي تتميز بإلكترون واحد على مدارها الأخير.
- **عائلة القلائيات الترابية:** وهي تتمثل في عناصر العمود الثاني، في مدارها الأخير إلكترونين.

- **عائلة العناصر الترابية:** وهي تتمثل في عناصر العمود الثالث في مدارها الأخير 3 إلكترونات.
- **عائلة الهالوجينات:** وهي تتمثل في عناصر العمود السابع في مدارها الأخير 7 إلكترونات، تكون في حالتها العادية على شكل جزيئات ثنائية الذرة مثل (Br_2, Cl_2, F_2)
- **عائلات الغازات الخاملة:** وهي تتمثل في عناصر العمود الأخير (الثامن) وهي غازات نادرة في الطبيعة، كما أنها عاطلة أي لا تتفاعل مع أي عنصر كيميائي آخر.

د-كهرو سلبية عنصر كيميائي:

العناصر الكهرو سلبية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى اكتساب إلكترون أو أكثر. مثل عناصر العمود الخامس والسادس والسابع

- تزداد كهروسلبية عنصر كيميائي، كلما كان عدد الإلكترونات المكتسبة أقل وعليه فإن عناصر العمود السابع تكون أكبر كهروسلبية من عناصر العمود السادس وهكذا.

هـ-الشوارد:

الشاردة البسيطة: هي ذرات فقدت أو اكتسبت إلكترونا أو أكثر، فعندما تفقد تحمل شحنات موجبة، وعندما تكتسب تحمل شحنات سالبة.

- عند تحول ذرة X إلى شاردة بفقدان عدد n من الإلكترونات نرمز لها بـ X^{n+} وننمذج هذا الفقدان بالمعادلة $X \rightarrow n.\acute{e} + X^{n+}$
- عند تحول ذرة X إلى شاردة باكتساب عدد n من الإلكترونات نرمز لها بـ X^{n-} وننمذج هذا الاكتساب بالمعادلة $X + n.\acute{e} \rightarrow X^{n-}$

أمثلة:

$$Na \rightarrow Na^{+} + \acute{e}$$
$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\acute{e}$$
$$Al \rightarrow Al^{3+} + 3\acute{e}$$
$$O + 2\acute{e} \rightarrow O^{2-}$$

شحنة الشوارد البسيطة:

شحنة الشاردة الموجبة X^{n+} هي: $q = +n.|e|$

شحنة الشاردة السالبة X^{n-} هي: $q = -n.|e|$

الشاردة المركبة: وهي عبارة عن جزيء يحمل شحنة موجبة أو سالبة من الأمثلة لدينا $H_3^{+}O, NH_4^{+}, NO_3^{-}, MnO_4^{-}$

البطاقة التربوية للدرس 3

المستوى: السنة الأولى ثانوي جذع مشترك علوم وتكنولوجيا. **المجال:** المادة وتحولاتها. **الوحدة 01:** بنية وهندسة أفراد بعض الأنواع الكيميائية **الموضوع:** بنية الجزيئات الكيميائية	**الأستاذ:** ..... **الثانوية:** ..... **الموسم الدراسي:** 2022/2021 **المدة الزمنية:** 3 حصص مدة كل منهما 60 دقيقة
مؤشرات الكفاءة: 1- يوظف النماذج لويس، جليسبي، كرام لتمثيل بعض الجزيئات وتبرير بعض الخصائص الفيزيائية والكيميائية. 2- يتوقع صيغة جزيئية مجملة لنوع كيميائي	**النشاطات المقترحة:** تمثيل لويس للذرات نموذج جليسبي وكرام

المدة	مراحل سير الدرس
90 د	**عناصر الدرس:** **5-بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية** أ -نموذج لويس للرابطة التكافؤية ب-الصيغ المفصلة لتمثيل بعض الجزيئات بنموذج لويس ج –الصيغ الكيميائية
60 د	**6-هندسة جزيئات بعض الأنواع الكيميائية** أ-نموذج جليسبي (نموذج تنافر الأزواج الالكترونية) ب-نموذج كرام

الأنشطة داخل القسم

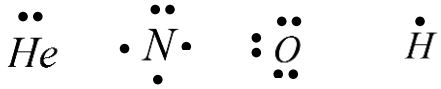
نشاط التلميذ	نشاط الأستاذ
- يتمرن على استعمال نموذج لويس لتمثيل بعض الصيغ الجزيئية مع التمييز بين الأزواج الترابطية وغير الترابطية وكذلك بين الرابطة التكافؤية المستقطبة وغير المستقطبة. - يتدرب على كتابة الصيغ المفصلة ونصف المفصلة لبعض الجزيئات - يستعمل نموذج جليسبي في تمثيل البنية الفضائية لبعض الجزيئات - التمرن على تمثيل بعض الجزيئات بواسطة نموذج كرام	- يوجه التلميذ - يستعمل أنشطة من الوثيقة المرافقة أو من الكتاب المدرسي - يوجه التلميذ - يستعمل النماذج الجزيئية أو برمجيات الإعلام الآلي لتمثيل بعض الجزيئات حسب نموذج لويس جيليسبي وكرام
المراجع: المنهاج + الوثيقة المرفقة+ دليل الأستاذ+ كتاب مدرسي حاسوب، الجدول الدوري، جهاز (*Data show*)	**الوسائل المستعملة:**

5-بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية

أ -نموذج لويس للرابطة التكافؤية: يخضع تمثيل لويس للقواعد التالية:

- يكتب رمز العنصر الكيميائي.
- يحاط برمز العنصر نقاط تمثل إلكترونات الطبقة السطحية
- يرمز للإلكترونات المتزاوجة بنقطتين متجاورتين أو قطعة مستقيمة صغيرة
- يرمز للإلكترون الحر بنقطة.

أمثلة:



تكافؤ العنصر الكيميائي: هو عدد الإلكترونات الفردية العازبة في الطبقة السطحية، في المثال السابق وحسب تمثيل لويس:

تكافؤ $(H=1)$ وتكافؤ $(O=2)$ وتكافؤ $(He=0)$

الجزيء: هو فرد كيميائي متعادل كهربائيا يتكون من ارتباط عدد من الذرات وهو نوعان

الجزيء البسيط: يتكون من ذرتين أو أكثر من نفس النوع الكيميائي مثل: $(O_3 - Cl_2 - O_2 - H_2)$

الجزيء المركب: يتكون من ذرات لعناصر كيميائية مختلفة مثل: $(CO_2 - CH_4 - NH_3 - H_2O)$

الرابطة التكافؤية:

هي مشاركة إلكترونية بين ذرتين أو أكثر ينتج عنها ترابط الذرات فتكون بذلك الجزيئات:

فإذا كانت مشاركة ذرتين بإلكترون واحد لكل منهما سميت رابطة تكافئية أحادية (البسيطة)

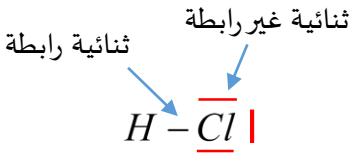
وإذا كانت مشاركة ذرتين بإلكترونين منفردين لكل منهما سميت رابطة تكافئية ثنائية

وإذا كانت مشاركة ذرتين بثلاثة إلكترونات منفردة لكل منهما سميت رابطة تكافئية ثلاثية

أمثلة

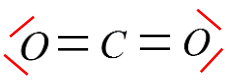
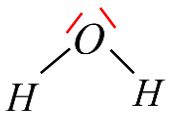
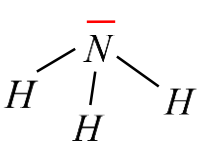
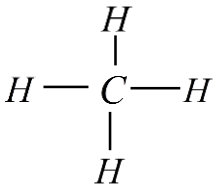
$$O_2 \rightarrow \quad O=O$$
$$HCl \rightarrow \quad H-Cl$$
$$N_2 \rightarrow \quad N \equiv N$$

ب-الصيغ المفصلة لتمثيل بعض الجزيئات بنموذج لويس:

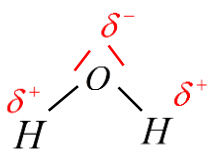


تتحد ذرات العناصر الكيميائية لتكون جزيئات الأنواع الكيميائية ويتكون هذا الاتحاد باستعمال الكتروناتها السطحية الفردية قصد تحقيق قاعدتي الثنائية أو الثمانية الالكترونية وتدعى الثنائيات المشتركة بالزوج الالكتروني الرابط (الثنائية الرابطة)

أمثلة:

جزي CO_2	جزي H_2O	جزي NH_3	جزي CH_4
			
4 ثنائية غير رابطة 4 ثنائية رابطة	2 ثنائية غير رابطة 2 ثنائية رابطة	1 ثنائية غير رابطة 3 ثنائية رابطة	0 ثنائية غير رابطة 4 ثنائية رابطة

استقطاب جزيء:



عند حدوث ترابط بين الذرات لتكوين جزيئات وعندما يكون بين الذرات فرق في الكهروسلبية كبير (أحد الذرات واقعة في الأعمدة الأولى من الجدول الدوري والأخرى واقعة في الأعمدة الأخيرة من الجدول الدوري) فإن كثافة السحابة الإلكترونية حول الذرات الكهروسلبية تكون أكثف، مما يجعل الجزيء يتكون من قطبين أحداهما موجب والآخر سالب

الرابطة الكيميائية البينية (رابطة بين الجزيئات)

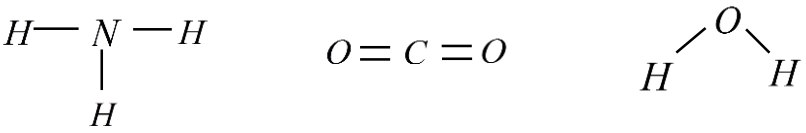
نعني بها الترابط الذي يحدث بين جزيئات مستقطبة إذ يحدث انجذاب بين الجزيئات من جراء استقطابها وهي رابطة ضعيفة وهي التي تميز الحالة الفيزيائية للنوع الكيميائي أنظر المثال ص 11

ج –الصيغ الكيميائية:

الصيغة الجزيئية المجملة لجزيء: تمثل مختلف العناصر المكونة للجزيء وعدد كل منها لكنها لا تبين كيفية ارتباطها ولا تركيبها الفضائي

مثال $(C_2H_6O - CO_2 - H_2O ....)$

الصيغة الجزيئية المفصلة (المنشورة) لجزيء تبين كيفية ارتباط العناصر فيما بينها باستعمال تمثيل لويس للجزيئات من دون الأزواج الالكترونية الغير مشتركة



المتماكبات: هي أنواع لها نفس الصيغة المجملة وتختلف في الصيغ المفصلة وتكون مختلفة الخواص الفيزيائية والكيميائية

مثال: جزيء (C_2H_6O)

6-هندسة جزيئات بعض الأنواع الكيميائية

أ-نموذج جليسبي (نموذج تنافر الأزواج الالكترونية):

يعتبر نموذج لويس قاصرا على تفسير بعض خصائص الجزيئات لأنه يصفها بشكل مستوى في حين للذرات والجزيئات توزع في الفراغ وقد اقترح العالم $(Jillespie)$ سنة (1957) نموذج لتوزع الروابط التكافؤية يعتمد على التنافر بين الأزواج الإلكترونية يبرز من خلاله الزوايا بين الروابط وأبعادها ويمثل كل جزيء بصيغة تعرف بالصيغة الرمزية.

الصيغة الرمزية: وهي من الشكل AX_nE_m **حيث تمثل:**

(A): الذرة الرئيسية في الجزيء ، (X): الذرات الثانوية في الجزيء

(n): عدد الأزواج الالكترونية الرابطة للذرة المركزية.

(m): عدد الأزواج الالكترونية غير المرتبطة للذرة المركزية.

تمثيل الجزيئات بنموذج جليسبي: (ملاحظة تطبع الوثيقة وتوزع على التلاميذ)

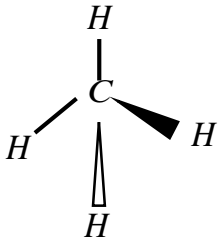
ب-نموذج كرام:

للتعبير عن البنية الفضائية للجزيئات وإبراز الشكل الهندسي لها إقترح العالم دونالد كرام تمثيلا رمزيا للجزيئات يحدد موضع الروابط في الفضاء كالتالي:

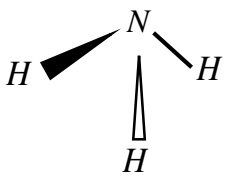
- تمثل الروابط الواقعة في مستوى الرسم بخطوط عادية.
- تمثل الروابط الواقعة خلف مستوى الرسم بمثلث مهشر (متقطع).
- تمثل الروابط الواقعة أمام الرسم بمثلث مملوء.

اصطلاحات نموذج كرام: رابطة امامية. رابطة خلفية. رابطة جانبية (في مستوي).

❖ **أمثلة**



جزيء CH_4



جزيء NH_3

نموذج جليليسبي (جميع الحالات الممكنة)

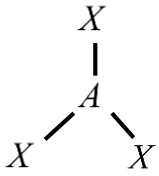
❖ **في حالة الجزيء** (AX_2E_0)

وجود ذرتان X مرتبطتان بالذرة المركزية A وعدم وجود زوج الكتروني غير ترابطي فيكون شكل الجزيء خطي

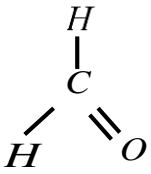
$X-A-X$ مثال جزيء (CO_2) $O=C=O$

❖ **في حالة الجزيء** (AX_3E_0)

وجود 3 ذرتان X مرتبطة بالذرة المركزية A وعدم وجود زوج الكتروني غير ترابطي فيكون شكل الجزيء مثلث مستو

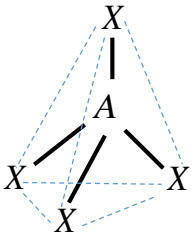


مثال جزيء (CH_2O)

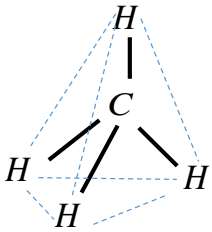


❖ **في حالة الجزيء** (AX_4E_0)

وجود 4 ذرتان X مرتبطة بالذرة المركزية A وعدم وجود زوج الكتروني غير ترابطي فيكون شكل الجزيء رباعي وجوه

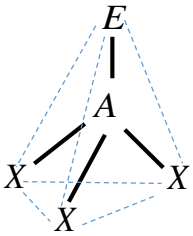


مثال جزيء (CH_4)

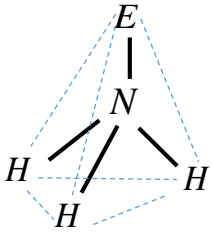


❖ **في حالة الجزيء** (AX_3E_1)

وجود 3 ذرتان X مرتبطة بالذرة المركزية A ووجود زوج الكتروني غير ترابطي فيكون شكل الجزيء هرمي مثلثي

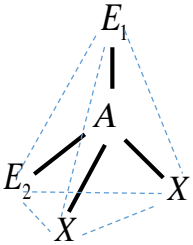


مثال جزيء (NH_3)

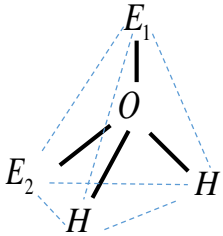


❖ **في حالة الجزيء** (AX_2E_2)

وجود ذرتان X مرتبطة بالذرة المركزية A ووجود زوجين الكترونيين غير ترابطيين فيكون شكل الجزيء مرفقي



مثال جزيء (H_2O)



انتهت الوحدة 01

المجموع 4 حصة + 4 حصص + 3 حصص = 11 حصة أي 11 ساعة

تبقت تقريبا 3 ساعات للتقويم

التقويم سلسلة من التمارين الهادفة يجب أن تكون من الكتاب المدرسي لتسخيره كوثيقة بيداغوجية

أتمنى أن تنال هاته المذكرة اعجابكم، نلتقي مع مذكرة الوحدة 2 المرة القادمة بحول الله فقط تابعونا على مجموعة محفظة أستاذ العلوم الفيزيائية.

رابط المجموعة:

/https://www.facebook.com/groups/melkiali

دعواتكم القلبية الصادقة

اعداد الأستاذ ملكي علي ...