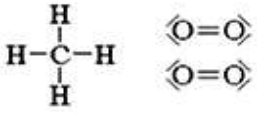
مؤشرات الكفاءة:



يوظف نموذج لويس لتمثيل بعض الجزيئات وتبرير بعض الخصائص الفيزيائية والكيميائية.

الأدوات المستعملة

نماذج جزيئية (كريات بلاستيكية)

أ. تمثيل الطبقة الإلكترونية الخارجية للذرات:

1- تكملة الجدول:

العنصر							
التمثيل الرمزي	${}^{1}_{1}H$	${}^{12}_{6}C$	${}^{14}_{7}N$		${}^{32}_{16}S$	${}^{35}_{17}Cl$	
الرقم الذري Z	1	6	7	8	16	17	
التوزيع الإلكتروني	K^1	K^2L^4	K^2L^5	K^2L^6	$K^2L^8M^6$	$K^2L^8M^7$	
عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية	1	4	5	6	6	7	
تمثيل الطبقة الخارجية	K^1	L^4	L^5	L^6	M^6	M^7	
التكافؤ	1	4	3	2	2	1	
الزوج الإلكتروني غير الترابطي	0	0	1	2	2	3	

2- التوزيع الإلكتروني لكل من: B، F، Ne

B: $K^2 L^3$, F: K^2L^7 , Ne: K^2L^8

قواعد تمثيل الطبقة الالكترونية الخارجية:

توجيهات:

إلكترونات الطبقة الخارجية تمثل برمز العنصر محاطا بـ:

- نقطة (.) بالنسبة للإلكترونات العازبة.
- خط مستقيم (مطه: -) بالنسبة لأزواج الإلكترونات.
- من 1 إلى 4 إلكترونات: الطبقة الخارجية تتكون فقط من إلكترونات عازبة (ترابطية) تمثل بـ (.)
- من 5 إلى 7 إلكترونات: الطبقة الخارجية تتكون من إلكترونات عازبة (ترابطية) تمثل بـ (.) وأزواج من الإلكترونات تمثل بـ (-).
- من أجل 8 إلكترونات: الطبقة الخارجية تتكون من 4 أزواج من الإلكترونات تمثل بـ (-).
- كل ذرة تسعى ليكون في مدارها الأخير نفس عدد الإلكترونات للغاز الخامل الأقرب إليها في الجدول الدوري للعناصر.
- تكافؤ ذرة هو عدد الإلكترونات العازبة(الترابطية) في تمثيل الطبقة الإلكترونية الخارجية.
- تكافؤ ذرة يوافق عدد الروابط التي يمكن أن تشكلها الذرة مع ذرات أخرى.

- تسعى كل ذرة أثناء تحول كيميائي للاستقرار، وذلك بتحقيق قاعدة الثنائية أو الثمانية الإلكترونية.

ب. تمثيل لويس للجزيئات:

1. الجزيئات:

توجيهات:

- الرابطة التكافئية البسيطة هي اشتراك كل ذرة بإلكترون أعزب (ترابطي) من طبقتها الخارجية.
- إلكترونا الرابطة التكافئية البسيطة يشكلان زوجا رابطا.

H..Cl	H..Cl	H-Cl	H-Cl
ذرتان	تشارك الإلكترونين العازبين	رابطة تكافئية بسيطة	زوج ترابطي

- تمثيل لويس للجزيء هو تمثيل للأزواج الترابطية والغير ترابطية.

جزيء الماء: عدد ذرات الأكسجين: 1 ، عدد ذرات الهيدروجين: 2.

جزيء ثنائي أكسيد الكربون: عدد ذرات الكربون: 1 ، عدد ذرات الأكسجين: 2.

جزيء الإيثانول: عدد ذرات الكربون: 2 ، عدد ذرات الهيدروجين: 6 ، عدد ذرات الأكسجين:1.

2. الرابطة التكافئية البسيطة:

تمثيل لويس لجزيء ثنائي الهيدروجين:

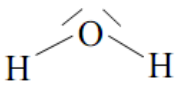
نلاحظ أن كل ذرة هيدروجين H تحقق قاعدة الثنائية الإلكترونية(مثل He).

تمثيل لويس لجزيء ثنائي الكلور:

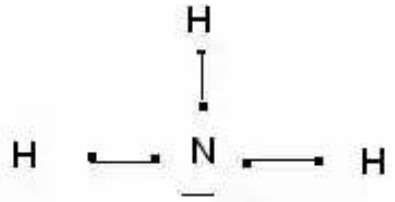
نلاحظ أن كل ذرة كلور Cl تحقق قاعدة الثمانية الإلكترونية (مثل Ar).

3. دراسة بعض الجزيئات البسيطة:

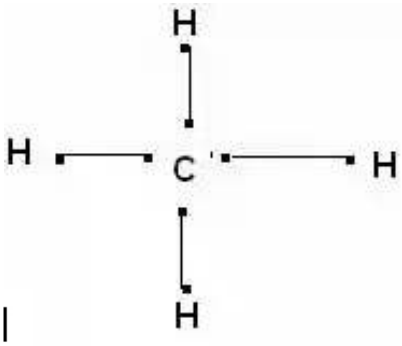
أ .تمثيل لويس لجزيء الماء:



ب. تمثيل لويس لجزيء النشادر:

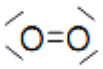


جـ .تمثيل لويس لجزيء الميثان:

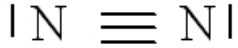


4. الرابطة التكافئية الثنائية و الثلاثية:

أ. تمثيل لويس لجزيء ثنائي الأكسجين: نلاحظ

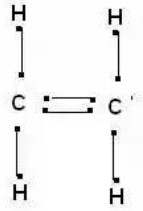


ب .تمثيل لويس لجزيء ثنائي الآزوت: نلاحظ ,



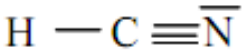
5. دراسة بعض الجزيئات العضوية:

أ. تمثيل لويس لجزيء يتشكل من ذرتي كربون (C) و4 ذرات هيدروجين (H): الإيثلين.



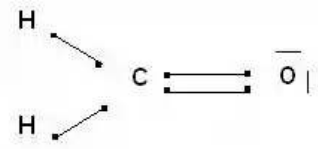
ب. تمثيل لويس لجزيء يتشكل من ذرتي كربون (C) وذرتي هيدروجين (H): الأسيتيلين.

جـ. تمثيل لويس لجزيء يتشكل من ذرة كربون (C) وذرة أزوت (N) و ذرة (H):

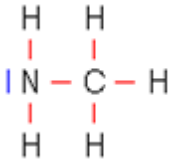


د. تمثيل لويس للجزيئات التالية:

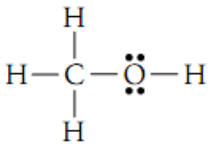
الميثانال CH_2O Méthanal



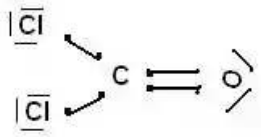
مثيل أمين CH_5N Méthylamine:



الميثانول CH_4O Méthanol:



الفوسجين $COCl_2$ Phosgène:



توجيهات: يشير الأستاذ الى محدودية نموذج لويس من خلال تمثيل الجزيئات NO وNO_2.

الرابطة التكافؤية المستقطبة وغير المستقطبة:

إذا كان الاختلاف في الكهروسلبية بين عنصرين كبيرا تكون الرابطة التكافؤية مستقطبة، وإذا كان الاختلاف ضعيفا تكون الرابطة ضعيفة الاستقطاب (أو غير مستقطبة).

أمثلة:

- الرابطة بين H وCl في جزيء HCl مستقطبة: $H^{(+\delta)}$-$Cl^{(-\delta)}$ حيث $0 < \delta < 1$
- الروابط التكافؤية بين H وO مستقطبة في جزيء الماء.
- الرابطة بين ذرات H في جزيء H_2 غير مستقطبة.
- الرابطة بين الذرات C وH في الجزيء CH_4 غير مستقطبة.

نتيجة: إذا كانت الرابطة التكافئية مستقطبة يكون الجزيء مستقطبا مما يعطي للنوع الكيميائي بعض الخصائص:

- النوع الكيميائي مذيب جيد (الماء، الكحول الإثيلي).
- درجة الغليان عالية نسبيا (درجة غليان الميثانول CH_4O أكبر من درجة غليان CH_4).