المجـــال: المـــــادة وتحولاتـــها

الوحدة الرابعة: هندسة بعض الأنواع الكيميائية

الموضوع: بنية جزيئات بعض الأنواع الكيميائية	**المدة: 2سا + 1سا**

1. نموذج لويس لذرات العناصر:

1-1.تمثيل لويس للذرات:

تمثل الذرة بالرمز الكيميائي للعنصر محاط بالالكترونات للطبقة الخارجية (السطحية).

مثال:

$$_{17}Cl: K^{(2)}L^{(8)}M^{(7)} \rightarrow |\underline{\overline{Cl}}\bullet$$

تطبيق01: بالاعتماد على التوزيع الإلكتروني أعط تمثيل لويس للذرات التالية: $_{18}Ar\ ;\ _{13}Al\ ;\ _{11}Na\ ;\ _{6}C\ ;\ _{1}H\ ;\ _{8}O$

حل التطبيق:

$|\underline{\overline{Ar}}|$ $\bullet Al\bullet$ Na $\bullet\dot{C}\bullet$ H $|\underline{\overline{O}}\bullet$

2-1.تكافؤ العنصر:

هو عدد الإلكترونات الفردية بالطبقة السطحية

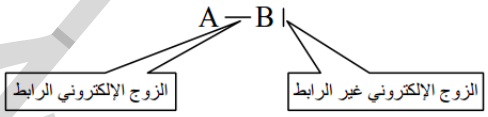
تطبيق02: أعط تكافؤ العناصر الموجودة في التطبيق01.

حل التطبيق:

العنصر	أوكسجين	هيدروجين	كربون	صوديوم	ألمنيوم	أرغون
التكافؤ	2	1	4	1	3	0

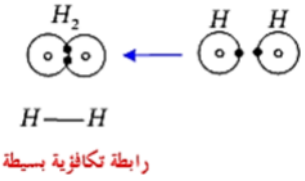
3-1.الرابطة التكافئية:

- نقول عن ذرتان A وB أنهما ترتبطان برابطة تكافئية، إذا كنتا تشتركان في في زوج إلكتروني. تشارك إحدى الذرتان بإلكترون وتشارك الذرة الأخرى بإلكترون آخر.
- إذا الزوج الإلكتروني مشترك بين الذرتين نقول عنه زوج إلكتروني رابط. أما إذا كان عكس ذلك نقول عنه زوج إلكتروني غير رابط.

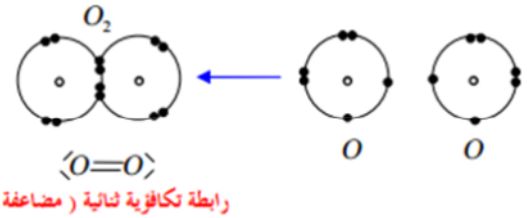


- توجد 3 انواع من الروابط التكافئية:

- رابطة تكافئية بسيطة: تنتج من إشتراك زوج إلكتروني بين الذرتان.

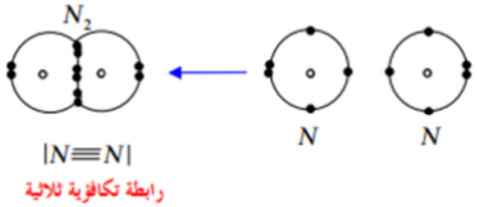


- رابطة تكافئية ثنائية: تنتج من إشتراك زوجين من الإلكترونات بين الذرتين.



http://www.physique48dz.weebly.com/

- رابطة تكافئية ثلاثية: تنتج من إشتراك ثلاث أزواج من الإلكترونات بين الذرتين.



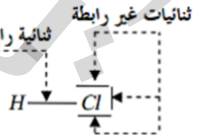
4-1.نموذج لويس لتمثيل جزيء:

تتحد ذرات العناصر الكيميائية لتكون جزيئات الأنواع الكيميائية، وهذا باستعمال إلكترونات الطبقة السطحية (الإلكترونات العازبة) قصد تحقيق قاعدة الثنائية أو الثمانية الإلكترونية.

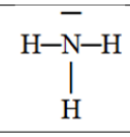
- خطوات التمثيل:

- N_e: عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية للذرة.
- N_t: العدد الإجمالي للإلكترونات في الطبقة الخارجية.
- N_d: عدد الثنائيات التي يمكن أن تتحقق (الرابطة والغير رابطة).

مثال 01:

الجزيء	الاسم: كلور الهيدروجين	الصيغة: HCl
الذرات	H	Cl
التوزيع الالكتروني	$(K)^1$	$(K)^2\ (L)^8\ (M)^7$
N_e	1	7
N_t	7 + 1 = 8	
N_d	8 / 2 = 4	
توزيع الثنائيات و طبيعتها		- ثنائية ترابطية واحدة تكافئية بين H و Cl - 3 ثنائيات غير ترابطية كلها على ذرة Cl
النتيجة	- قاعدة الثنائية على ذرة H محترمة - قاعدة الثمانية على ذرة Cl محترمة	

مثال 02:

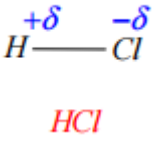
الجزيء	الاسم: النشادر	الصيغة: NH_3
الذرات	H	N
التوزيع الالكتروني	$(K)^1$	$(K)^2\ (L)^5$
N_e	3	5
N_t	3 + 5 = 8	
N_d	8 / 2 = 4	
توزيع الثنائيات و طبيعتها		- ثنائية غير ترابطية واحدة على N - 3 ثنائيات ترابطية بين H و N
النتيجة	- قاعدة الثنائية على ذرة H محترمة - قاعدة الثمانية على ذرة N محترمة	

ملاحظة: نموذج لويس محدود، مثلا لا يمكن تمثيل الجزيئات NO_2، NO حسب نموذج لويس.

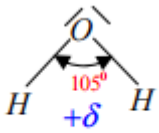
http://www.physique48dz.weebly.com/

5-1.الرابطة المستقطبة وغير المستقطبة:

- إذا كانت الذرتان المرتبطتان غير متماثلتين فإن الزوج الإلكتروني ينجذب نحو الأكثر كهروسلبية.
- إذا كان الاختلاف في الكهروسلبية بين العنصرين كبير تكون الرابطة التكافئية مستقطبة.
- إذا كان الاختلاف ضعيفا تكون الرابطة ضعيفة الاستقطاب أو غير مستقطبة.



HCl



H_2O

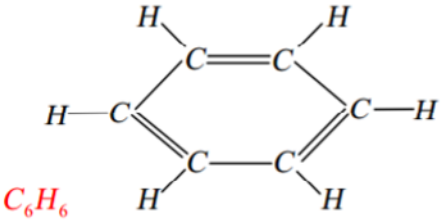
2. الصيغ الكيميائية:

2-1. الصيغة الكيميائية المجملة: تشير إلى عدد ذرات مختلف العناصر المكونة له.

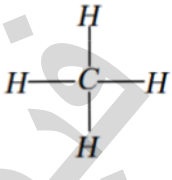
أمثلة: NH_3 ،CH_4 ،C_2H_6O.

2-2. الصيغة الكيميائية المفصلة: تنحذر من تمثيل لويس للجزيء، تمثل فقط الثنائيات الرابطة.

أمثلة:



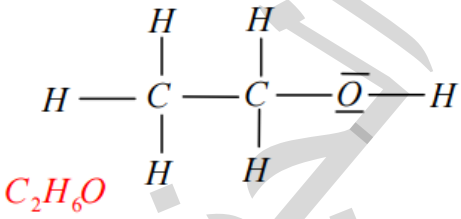
C_6H_6



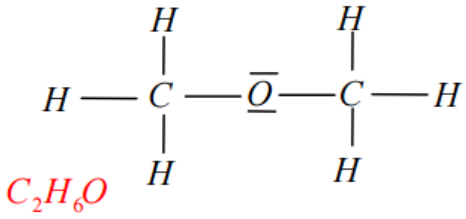
CH_4

3-2. مفهوم التماكب: الأنواع الكيميائية المتماكبة هي أنواع لها نفس الصيغة المجملة وتختلف في الصيغ المفصلة، وتكون مختلفة في الواص الفيزيائية والكيميائية.

مثال:



C_2H_6O



C_2H_6O

موقع فيزياء الجزائر