

الرابطة التساهمية الأحادية

تنشأ الرابطة التساهمية الأحادية عندما تتشارك ذرتان بزوج رابط من الإلكترونات.

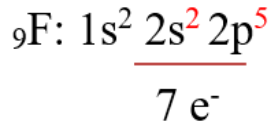
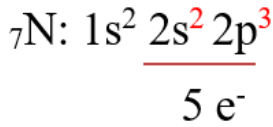
مثال (1):

NF_3 أكتب تركيب لويس لجزيء ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. (العدد الذري لذرة $\text{N} = 7$ ، وللذرة $\text{F} = 9$).

الذرة المركزية: الذرة الأقل عدداً في الجزيء المكون من أكثر من ذرتين وتكون أكثر من رابطة واحدة.

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الجزيء:



عدد إلكترونات التكافؤ =

ثانياً: أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ $\text{N} \times$ عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ $\text{F} \times$ عدد ذراته)

$$\text{Total (v.e)} = (5 \times 1) + (7 \times 3) = 26e^-$$

ثالثاً: أحسب عدد أزواج إلكترونات التكافؤ (v.e.p):

$$(v.e.p) = 26 / 2 = 13$$

رابعاً: أوزع ذرات F حول الذرة المركزية N ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة النيتروجين وذرات الفلور، وتمثل كل رابطة زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p)

خامساً: أحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقية (l.e.p) وتساوي:

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p) = 13 - 3 = 10$$

سادساً: أوزع الأزواج المتبقية على ذرات الفلور والنيتروجين بحيث أحقق قاعدة الثمانية:



أزواج غير رابطة من الإلكترونات

وتمثل الأزواج المتبقية الأزواج غير الرابطة من الإلكترونات.

- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة: (3) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية: (1) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على كل ذرة فلور: (3) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء: (10) أزواج.

مثال (2):

أكتب تركيب لويس لجزيء $GeCl_4$ ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. علماً بأن عدد إلكترونات تكافؤ $Ge = 4$ ، و $Cl = 7$

الحل:

أولاً: أحدد عدد الإلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

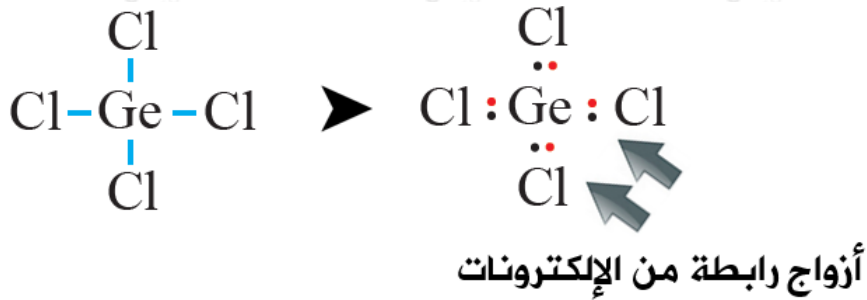
$$\text{عدد إلكترونات التكافؤ الكلي} = (\text{عدد إلكترونات تكافؤ } Ge \times \text{عدد ذراته}) + (\text{عدد إلكترونات تكافؤ } Cl \times \text{عدد ذراته})$$

$$\text{Total (v.e)} = (4 \times 1) + (7 \times 4) = 32e^-$$

ثانياً: أحسب عدد أزواج إلكترونات التكافؤ (v.e.p):

$$(v.e.p) = 32 / 2 = 16$$

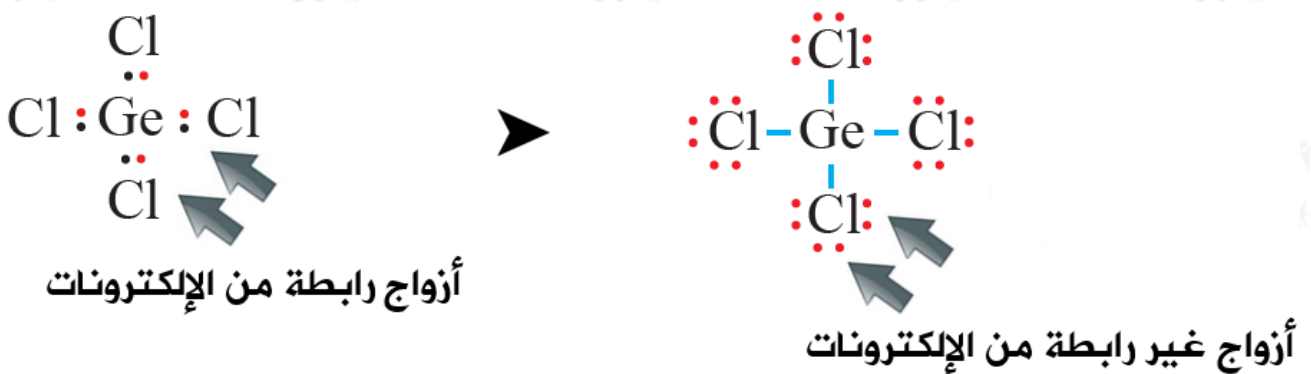
ثالثاً: أوزع ذرات Cl حول الذره المركزيه Ge ، وأرسم رابطه أحاديه بين ذره الجرمانيوم وذرات الكلور، وتمثل كل رابطه زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



رابعاً: أحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقية (l.e.p) وتساوي:

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p) = 16 - 4 = 12$$

خامساً: أوزع الأزواج المتبقية على ذرات الكلور بحيث أحقق قاعدة الثمانيه:



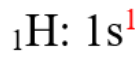
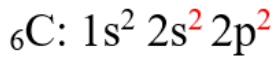
- عدد أزواج الإلكترونات الرابطه: (4) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطه على الذره المركزيه: (0) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطه على كل ذره كلور: (3) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطه في الجزيء: (12) أزواج.

مثال (3):

أكتب تركيب لويس لجزيء الإيثان . (العدد الذري لذره C = 6 ، وللذره H = 1).

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الجزيء:



$$4 e^-$$

$$1 e^-$$

$$= \text{عدد إلكترونات التكافؤ}$$

ثانياً: أحسب عدد الإلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

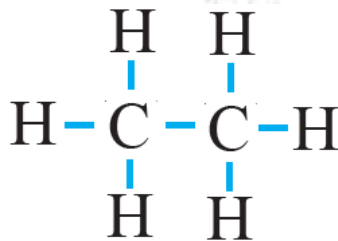
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذراته)

$$\text{Total (v.e)} = (4 \times 2) + (1 \times 6) = 14e^-$$

ثالثاً: أحسب عدد أزواج إلكترونات التكافؤ (v.e.p):

$$n(\text{v.e.p}) = 14/2 = 7$$

رابعاً: أوزع ذرات H حول الذرتين المركزيتين C ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرات الكربون وذرات الهيدروجين، ورابطة أحادية بين ذرتي الكربون، وتمثل كل رابطة زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



خامساً: أحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقية (l.e.p) وتساوي:

$$n(\text{l.e.p}) = n(\text{v.e.p}) - n(\text{b.e.p}) = 7 - 7 = 0$$

لاحظ أنه لم يتبق أزواج من الإلكترونات، أي أن الجزيء لا يحتوي على أزواج غير رابطة من الإلكترونات.

