الرابطة التساهمية الأحادية

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

مثال (1):

أكتب تركيب لويس لجزيء NF_3 ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. (العدد الذري لذرة N = 7 ، وللذرة 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:

$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ — $5\ e^-$

$_9F: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ — $7\ e^-$

عدد إلكترونات التكافؤ =

ثانياً: أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

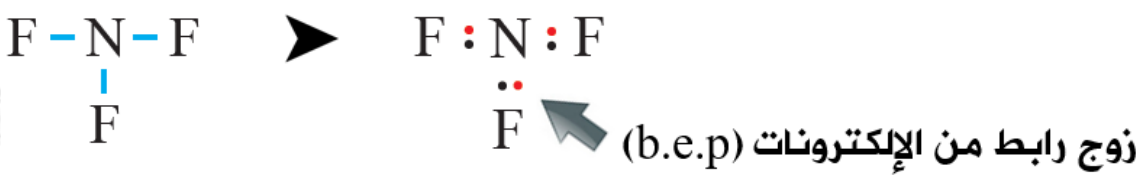
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ N × عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ F × عدد ذراته)

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

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

$$(\text{v.e.p}) = \frac{26}{2} = 13$$

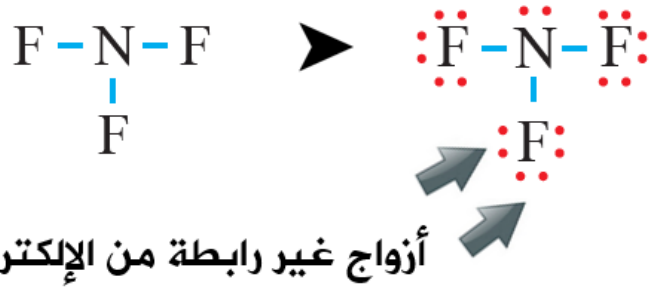
رابعاً: أوزع ذرات F حول الذرة المركزية N ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة النيتروجين وذرات الفلور، وتمثل كل رابطة زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



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:



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:

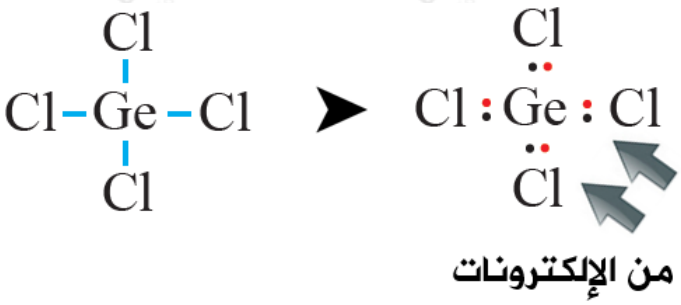
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ Ge × عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ Cl × عدد ذراته)

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

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

$$(v.e.p) = 322 = 16$$

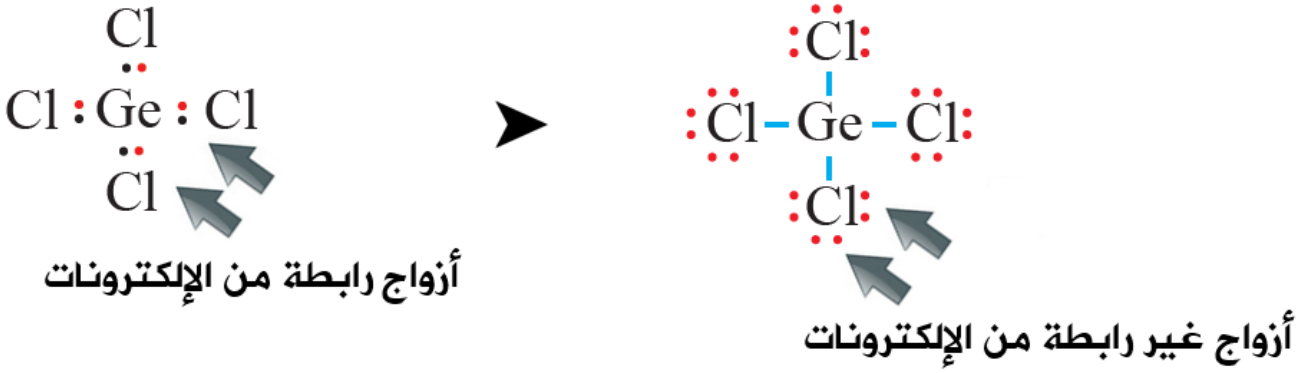
ثالثاً: أوزع ذرات Cl حول الذرة المركزية Ge ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة الجرمانيوم وذرات الكلور، وتمثل كل رابطة زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



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 الثمانية:



- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة: (4) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية: (0) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على كل ذرة كلور: (3) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء: (12) أزواج.

مثال (3):

أكتب تركيب لويس لجزيء الإيثان C_2H_6 . (العدد الذري لذرة C = 6 ، وللذرة H = 1).

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الجزيء:

$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ $_1H: 1s^1$

4 e^- 1 e^- **عدد إلكترونات التكافؤ =**

ثانياً: أحسب عدد الإلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

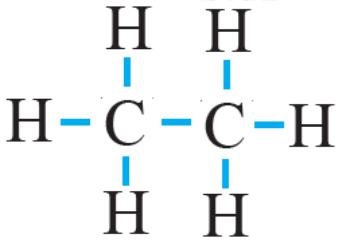
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذراته)

Total (v.e) = (4 x 2) + (1 x 6) = $14e^-$

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

n(v.e.p) = 142 = 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(l.e.p) = n(v.e.p) – n(b.e.p) = 7 – 7 = 0

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