

## الرابطة التساهمية الأحادية

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

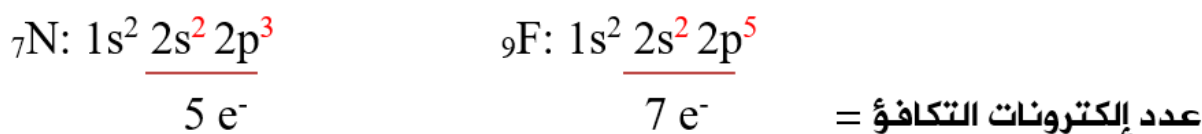
مثال (1):

$\text{NF}_3$  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:



**ثانياً:** أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

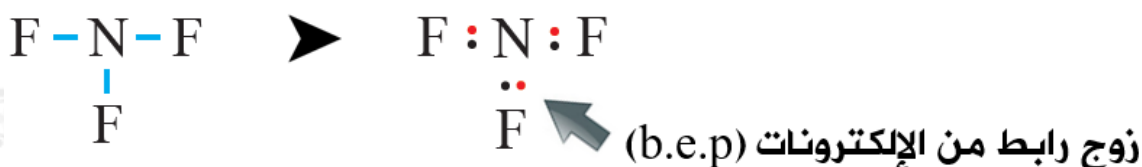
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ  $\text{N} \times$  عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ  $\text{F} \times$  عدد ذراته)

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

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

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

**رابعاً:** أوزع ذرات  $\text{F}$  حول الذرة المركزية  $\text{N}$  ، 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:



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:

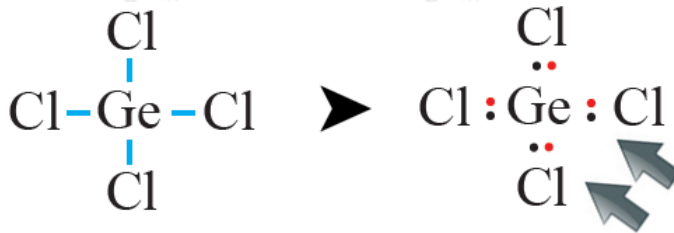
$$\text{عدد إلكترونات التكافؤ الكلي} = (\text{عدد إلكترونات تكافؤ Ge} \times \text{عدد ذراته}) + (\text{عدد إلكترونات تكافؤ Cl} \times \text{عدد ذراته})$$

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

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

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

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

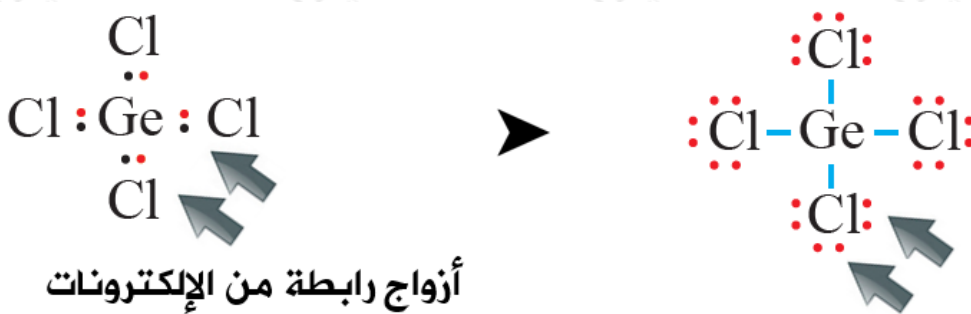


أزواج رابطه من الإلكترونات

**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:



أزواج رابطه من الإلكترونات

أزواج غير رابطه من الإلكترونات

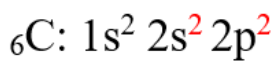
- عدد أزواج الإلكترونات الرابطه: (4) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطه على الذرة المركزية: (0) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطه على كل ذرة كلور: (3) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطه في الجزيء: (12) أزواج.

مثال (3):

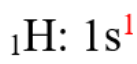
$C_2H_6$  أكتب تركيب لويس لجزيء الإيثان . (العدد الذري لذرة C = 6 ، ولذرة H = 1).

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:

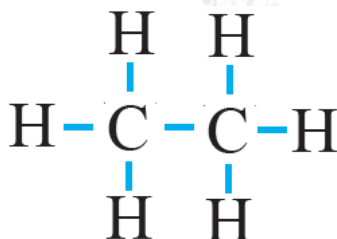
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذراته)

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

**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.

