

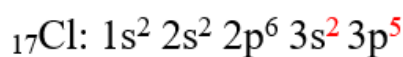
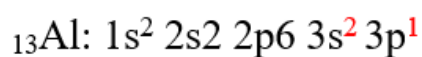
تمثيل لويس للأيونات عديدة الذرات

مثال (1):

AlCl_4^- أكتب تركيب لويس في الأيون . (العدد الذري لذرة $\text{Al} = 13$ ، ولذرة $\text{Cl} = 17$).

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الأيون:



$3 e^-$

عدد إلكترونات التكافؤ = $7 e^-$

ثانياً: أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الأيون، ونضيف (e) لوجود شحنة (-1) :

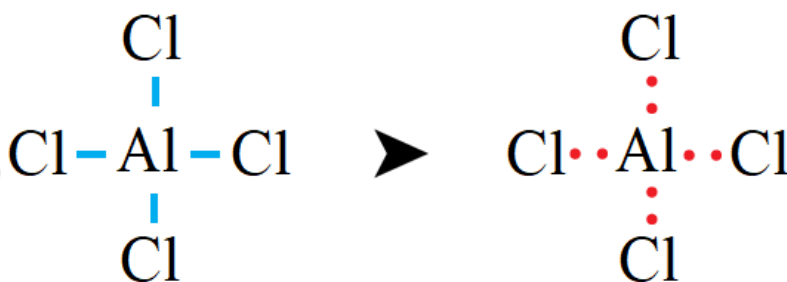
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ $\text{Al} \times$ عدد ذراته) +
(عدد إلكترونات تكافؤ $\text{Cl} \times$ عدد ذراته) + 1

$$\text{Total (v.e)} = (3 \times 1) + (7 \times 4) + 1 = 32e^-$$

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

$$\text{v.e.p} = 32 / 2 = 16$$

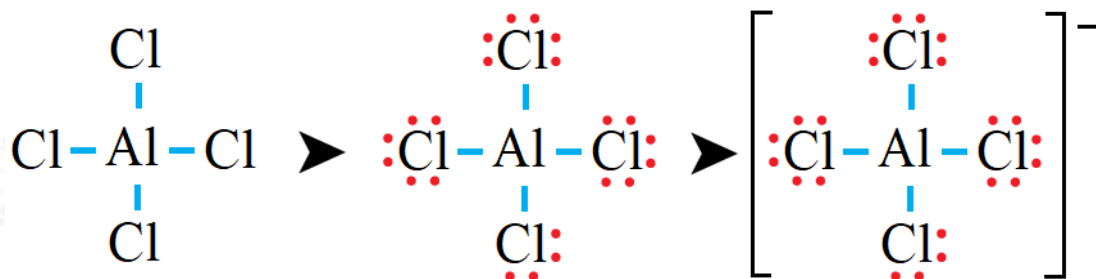
ثانياً: Cl أوزع ذرات حول الذرة المركزية Al ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة الألمنيوم وذرات الكلور.



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

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

رابعاً: أوزع الأزواج المتبقية على ذرات الكلور بحيث أحقق قاعدة الثمانية:



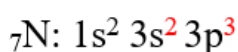
لاحظ أن ذرات الكلور حققت قاعدة الثمانية، وكذلك الحال لذرة الألمنيوم.

مثال (2):

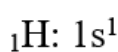
أكتب تركيب لويس في أيون الأمونيوم NH_4^+ . (العدد الذري لذرة N = 7 ، ولذرة H = 1).

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الأيون:



$$5 e^-$$



$$1 e^- = \text{عدد إلكترونات التكافؤ}$$

ثانياً: أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الأيون، وأطرح (e) لوجود شحنة (+1):

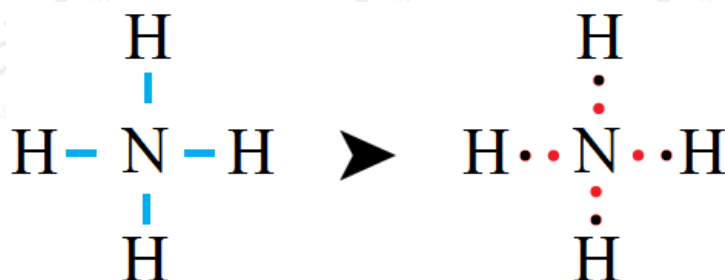
$$\text{عدد إلكترونات التكافؤ الكلي} = (\text{عدد إلكترونات تكافؤ N} \times \text{عدد ذراته}) + (\text{عدد إلكترونات تكافؤ H} \times \text{عدد ذراته}) - 1$$

$$\text{Total (v.e)} = (5 \times 1) + (1 \times 4) - 1 = 8e^-$$

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

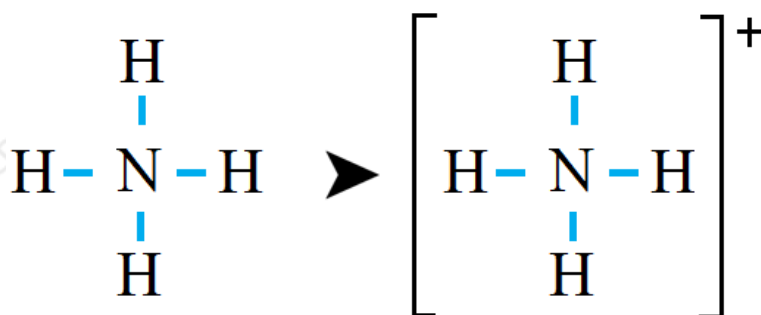
$$v.e.p = 8 / 2 = 4$$

رابعاً: H أوزع ذرات حول الذرة المركزية N ، ونرسم رابطة أحادية بين ذرة النيتروجين وذرات الهيدروجين.



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

$$n(\text{l.e.p}) = n(\text{v.e.p}) - n(\text{b.e.p}) = 4 - 4 = 0$$



لاحظ أن ذرة النيتروجين حققت قاعدة الثمانية.