

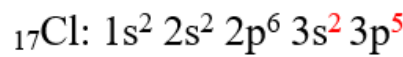
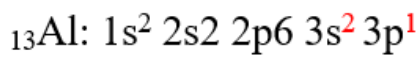
تمثيل لويس للأيونات عديدة الذرات

مثال (1):

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

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):

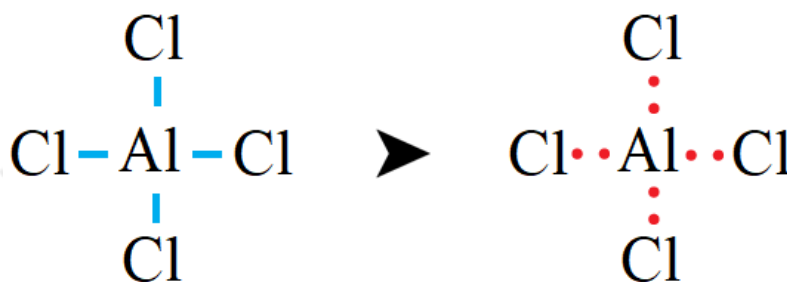
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ Al × عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ Cl × عدد ذراته) + 1

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

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

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

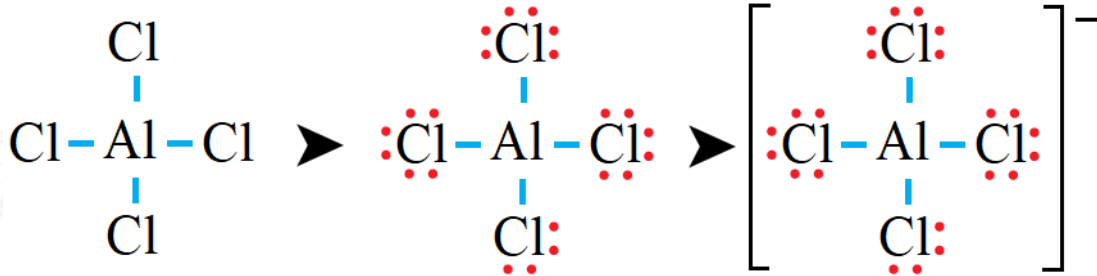
ثانياً: أوزع ذرات Cl حول الذرة المركزية Al ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة الألمنيوم وذرات الكلور.



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

$$n(\text{l.e.p}) = n(\text{v.e.p}) - n(\text{b.e.p}) = 16 - 4 = 12$$

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



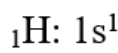
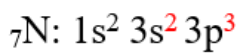
لاحظ أن ذرات الكلور حققت قاعدة الثمانية، وكذلك الحال لذرة الألمنيوم.

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):

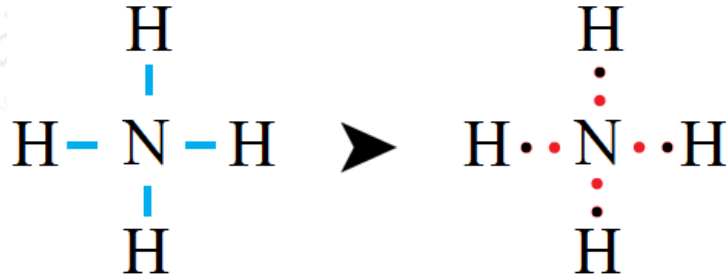
$$\text{عدد إلكترونات التكافؤ الكلي} = (\text{عدد إلكترونات تكافؤ N} \times \text{عدد ذراته}) + (\text{عدد إلكترونات تكافؤ H} \times \text{عدد ذراته}) - 1$$

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

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

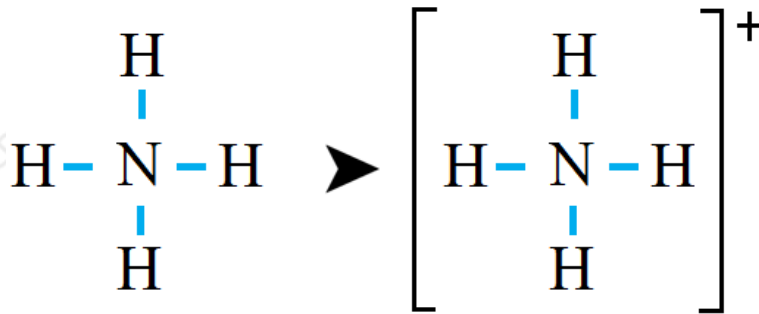
$$\text{v.e.p} = 8 / 2 = 4$$

رابعاً: H أوزع ذرات حول الذرة المركزية N ، و نرسم 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.