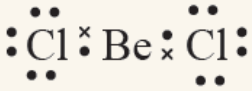
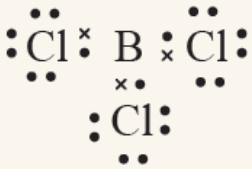
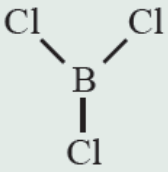
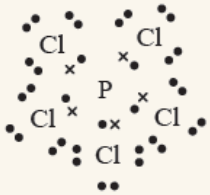
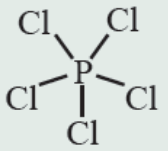
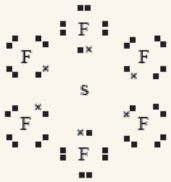
مركبات تخالف قاعدة الثمانية

بعض المركبات التساهمية لا تنطبق عليها قاعدة الثمانية؛ فأحياناً يكون عدد الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية أقل أو أكثر من ثمانية.

الجدول التالي يبين بعض تلك المركبات:

عدد أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة	تركيب لويس	الشكل البنائيّ للجزيء	الصيغة الجزيئيّة للمركّب
2			$BeCl_2$
3			BCl_3
5			PCl_5
6			SF_6

لتوضيح ذلك لنأخذ الأمثلة التالية:

مثال (1):

أكتب تركيب لويس لجزيء $BeCl_2$ ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. علماً بأن العدد الذري لذرة البريليوم $Be = 4$ ، و $Cl = 17$

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الجزيء:

$_{4}Be: 1s^2\ 2s^2\ 2p^0$ $_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

$2\ e^-$ $7\ e^-$ = **عدد إلكترونات التكافؤ**

ثانياً: أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

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

$Total\ (v.e) = (2 \times 1) + (7 \times 2) = 16e^-$

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

$n(v.e.p) = 162 = 8$

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

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

$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p) = 8 - 2 = 6$

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

لاحظ أن قاعدة الثمانية انطبقت على ذرتي الكلور ولم تنطبق على ذرة البريليوم، وأن عدد أزواج الإلكترونات حول ذرة البريليوم أقل من (8).

- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة: (2) زوج.
- 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: (6) أزواج.

مثال (2):

أكتب تركيب لويس لجزيء PCl_5 ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. علماً بأن العدد الذري لذرة الفسفور P = 15 ، والكلور Cl = 17

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الجزيء:

$_{15}P: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ $_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

عدد إلكترونات التكافؤ = $7\ e^-$ $5\ e^-$

أولاً: أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

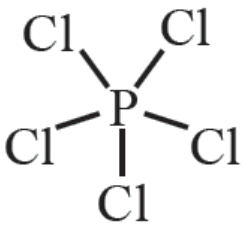
عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = (عدد إلكترونات تكافؤ P × عدد ذراته) + (عدد إلكترونات تكافؤ Cl × عدد ذراته)

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

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

$$n(v.e.p) = 402 = 20$$

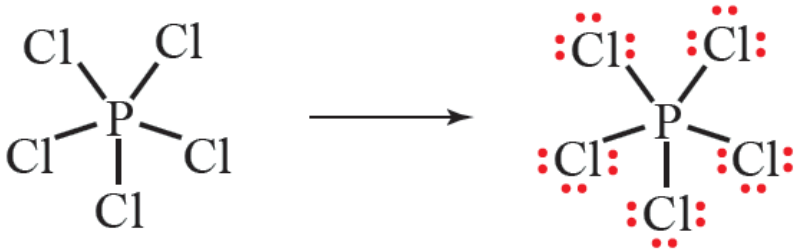
ثالثاً: أوزع ذرات Cl حول الذرة المركزية P ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة الفسفور وذرات الكلور، وتمثل كل رابطة زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



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

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p) = 20 - 5 = 15$$

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



لاحظ أن قاعدة الثمانية انطبقت على ذرات الكلور ولم تنطبق على ذرة الفسفور، وأن عدد أزواج الإلكترونات حول ذرة الفسفور أكثر من (8).

- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة: (5) 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: (15) زوج.