

## 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 حول الذرة المركزية	تركيب لويس	الشكل البنائي للجزيء	الصيغة الجزيئية للمركب
2	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{Be} \times \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	$\text{BeCl}_2$
3	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{B} \times \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$ $\times$ $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$		$\text{BCl}_3$
5			$\text{PCl}_5$
6			$\text{SF}_6$

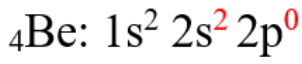
لتوضيح ذلك لناخذ الأمثلة التالية:

مثال (1):

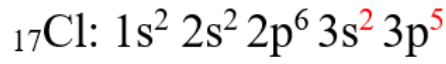
$\text{BeCl}_2$  أكتب تركيب لويس لجزيء ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. علماً بأن العدد الذري لذرة البريليوم  $\text{Be} = 4$  ، و  $\text{Cl} = 17$

الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الجزيء:



$$2 e^-$$



$$7 e^-$$

= 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)

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

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

$$n(\text{v.e.p}) = 16 / 2 = 8$$

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:

$$n(\text{l.e.p}) = n(\text{v.e.p}) - n(\text{b.e.p}) = 8 - 2 = 6$$

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).

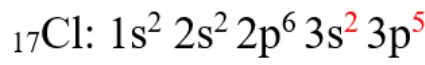
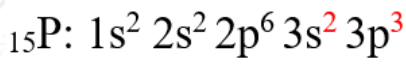
- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة: (2) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية: (0) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على كل ذرة كلور: (3) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء: (6) أزواج.

## مثال (2):

أكتب تركيب لويس لجزيء  $\text{PCl}_5$  ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. علماً بأن العدد الذري لذرة الفسفور  $P = 15$  ، والكلور  $\text{Cl} = 17$

### الحل:

أولاً: أحدد عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الجزيء:



$$5 e^-$$

$$7 e^- = \text{عدد إلكترونات التكافؤ}$$

أولاً: أحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع ذرات الجزيء:

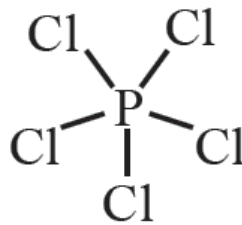
$$\text{عدد إلكترونات التكافؤ الكلي} = (\text{عدد إلكترونات تكافؤ P} \times \text{عدد ذراته}) + (\text{عدد إلكترونات تكافؤ Cl} \times \text{عدد ذراته})$$

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

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

$$n(\text{v.e.p}) = 402 = 20$$

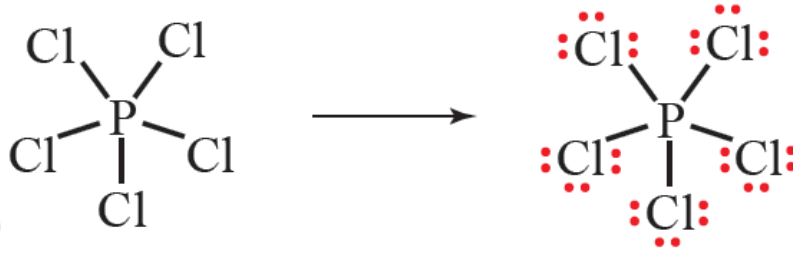
ثالثاً: أوزع ذرات Cl حول الذرة المركزية P ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة الفسفور وذرات الكلور، وتمثل كل رابطة زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



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

$$n(\text{l.e.p}) = n(\text{v.e.p}) - n(\text{b.e.p}) = 20 - 5 = 15$$

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.