

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	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{Be} \times \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	BeCl_2
3	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{B} \times \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$ $\times$ $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{B} \\ \diagup \\ \text{Cl} \end{array}$	BCl_3
5	$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ \times \quad \times \\ \text{P} \\ \times \quad \times \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{P} \\ \diagup \\ \text{Cl} \end{array}$	PCl_5
6	$\begin{array}{c} \text{F} \quad \text{F} \\ \times \quad \times \\ \text{S} \\ \times \quad \times \\ \text{F} \quad \text{F} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{F} \quad \text{F} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{S} \\ \diagup \\ \text{F} \end{array}$	SF_6

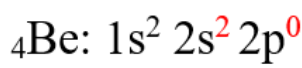
لتوضيح ذلك لنأخذ الأمثلة التالية:

مثال (1):

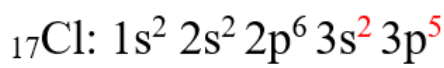
BeCl_2 أكتب تركيب لويس لجزيء ، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية. علماً بأن العدد الذري لذرة البريليوم $\text{Be} = 4$ ، و $\text{Cl} = 17$

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).

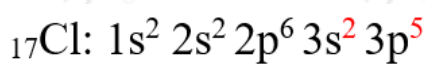
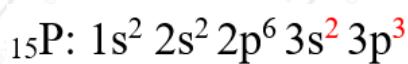
- عدد أزواج الإلكترونات الرابطة: (2) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية: (0) زوج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة على كل ذرة كلور: (3) أزواج.
- عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء: (6) أزواج.

مثال (2):

أكتب تركيب لويس لجزيء 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:

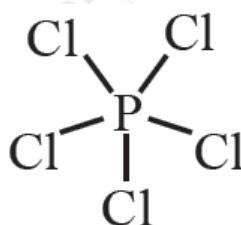
$$\text{عدد إلكترونات التكافؤ الكلي} = (\text{عدد إلكترونات تكافؤ P} \times \text{عدد ذراته}) + (\text{عدد إلكترونات تكافؤ Cl} \times \text{عدد ذراته})$$

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

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

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

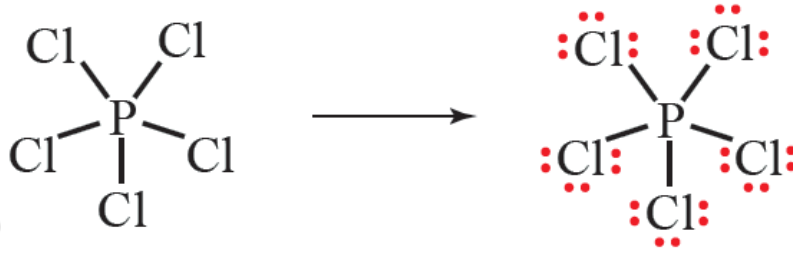
ثالثاً: أوزع ذرات Cl حول الذرة المركزية P ، وأرسم رابطة أحادية بين ذرة الفسفور وذرات الكلور، وتمثل كل رابطة زوج رابط من الإلكترونات (b.e.p).



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.