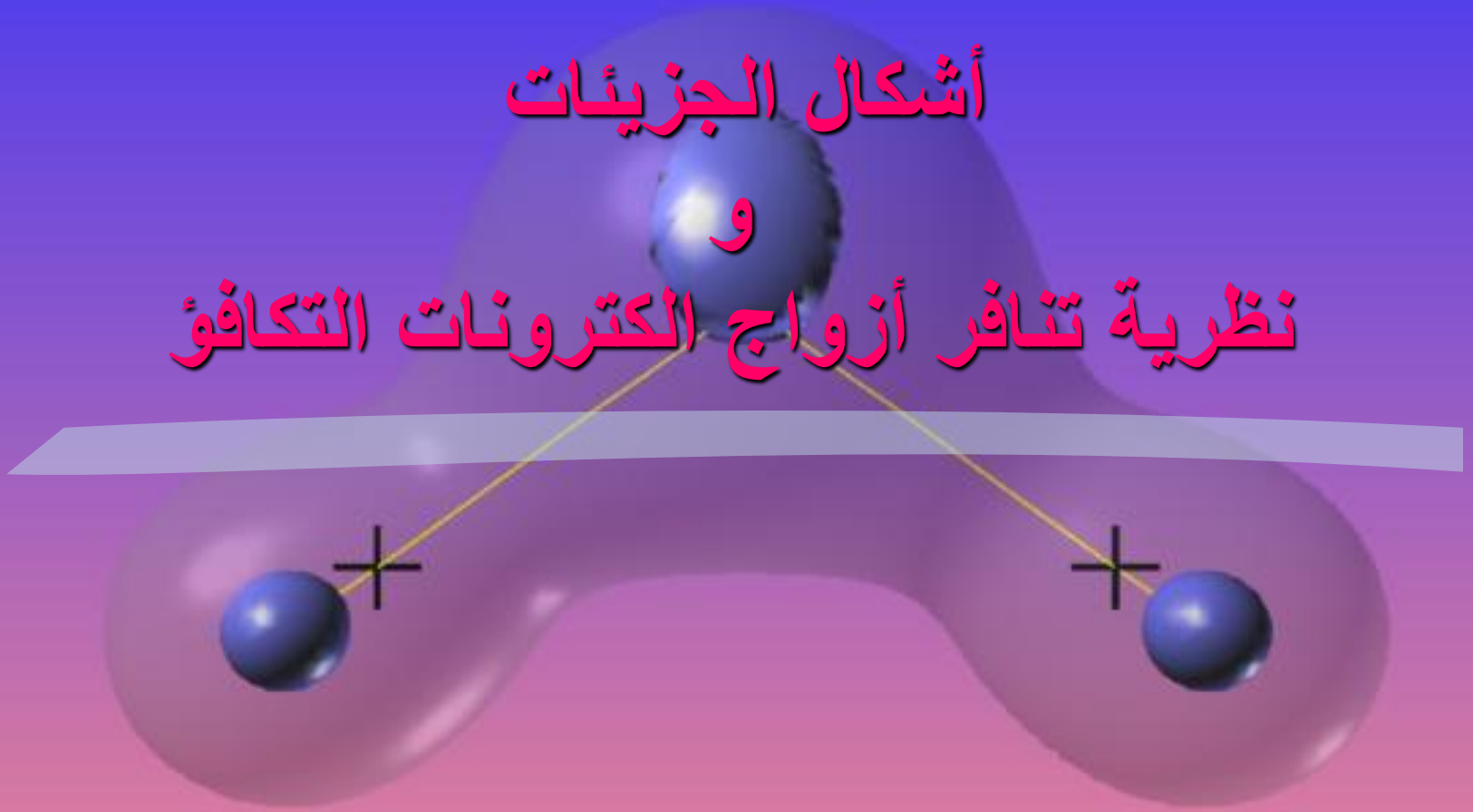
# أشكال الجزيئات
# و
# نظرية تنافر أزواج الكترونات التكافؤ

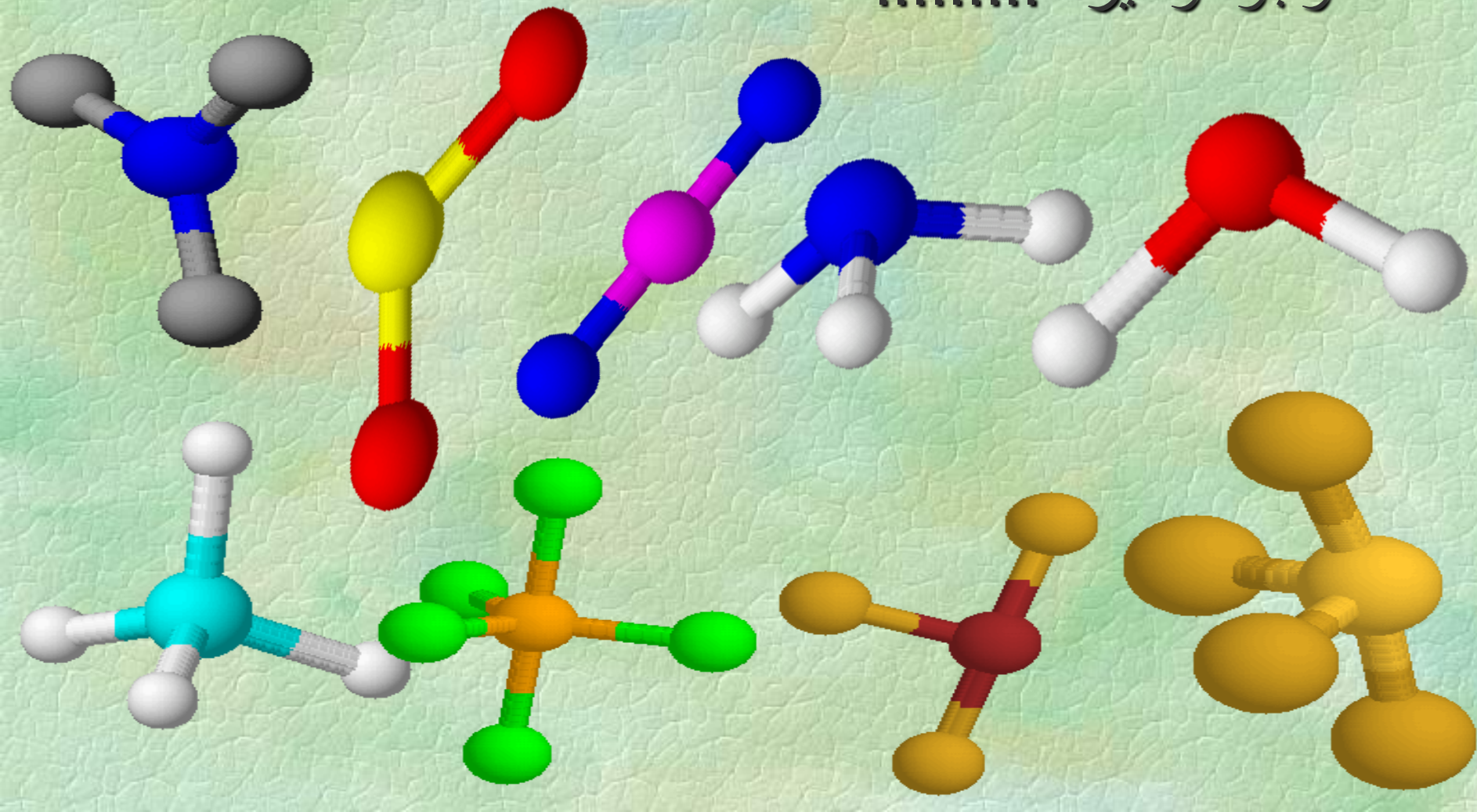


# نظرية التنافر بين أزواج الالكترونات في مستوى التكافؤ

- " أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة تتوزع في الفراغ حول الذرة المركزية للمركب بحيث يكون التنافر بينها أقل ما يمكن لينتج الشكل الاكثر ثباتا للجزيء"

حسب هذه النظرية فان الشكل الناتج هو الذي يمثل الحد الأدنى من التنافر بين مجاميع الالكترونات حول الذرة المركزية.

و تختلف هذه الاشكال ما بين الخط المستقيم، والمثلث المنحني، رباعي الوجه، الهرم الثلاثي و ثنائي الهرم المثلثي و ثماني الوجوه وغيرها.....



## كيف يمكن تحديد الشكل الهندسي المناسب للجزيء أو الأيون؟

- رسم تركيب لويس للجزيء أو الأيون.
- تحديد و تخطيط الشكل حسب عدد الأزواج الالكترونية حول الذرة المركزية الرابطة و غير الرابطة.
- تعامل الرابطة الثنائية و الثلاثية معاملة الرابطة الأحادية.

# الأشكال التي يمكن أن تتخذها الجزيئات حسب نظرية تنافرأزواج الالكترونات (VSEPRT) في غلاف التكافؤ

## ١- الجزيئات ثنائية الذرة:

- يمكن تحديد الشكل الهندسي لجزيء ثنائي الذرة مثل $(HCl, Cl_2)$ مستقيم يربط بين الذرتين كما يلي:

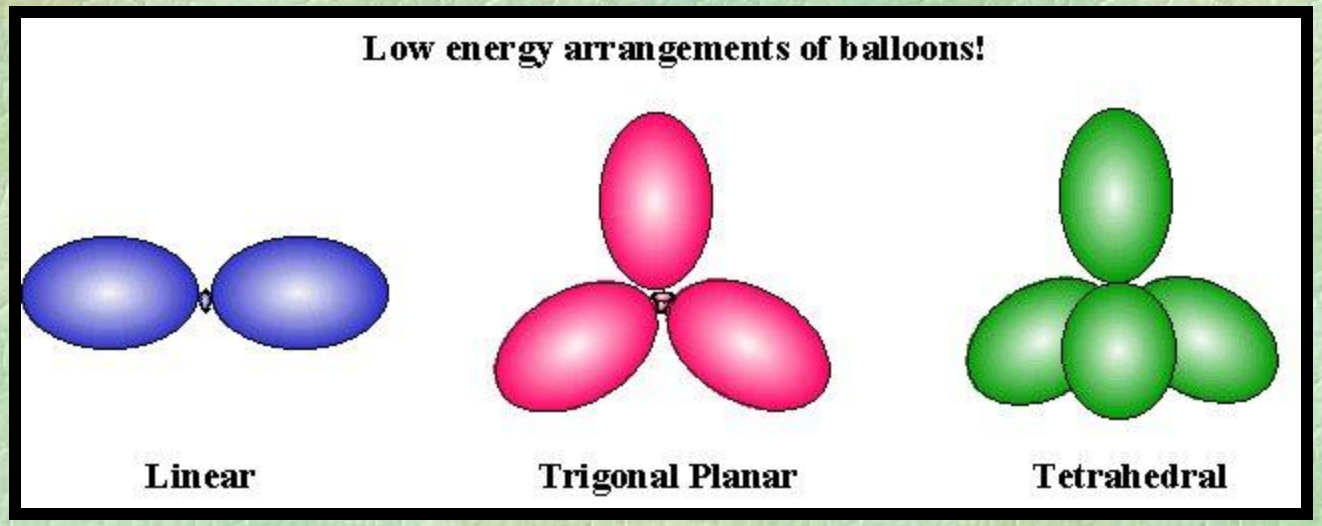
$(H - Cl) - (Cl - Cl)$

## ٢- الجزيئات عديدة الذرات:

- في هذه الجزيئات يجب تحديد الزوايا التي تفصل هذه الذرات و تسمى بزاوية الربط و تشمل الاشكال الهندسية لجزيئات بها ٢ أو أكثر من أزواج الالكترونات.

# VESPR con't.

- $AX_mE_n$
  - A represents the central atom
  - X represents a bonded electrons
  - E represent the non-bonded electron pairs

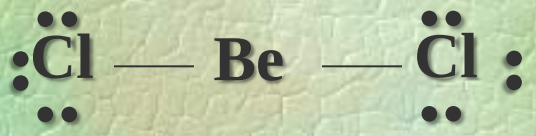


- **مجموعتان من أزواج الالكترونات حول الذرة المركزية:**
  **الصيغة العامة ($AX_2$)**

$BeCl_2$

**valence $e^-$ = 2 + (2 x 7) = 16$e^-$**

**fewer than 8$e^-$**

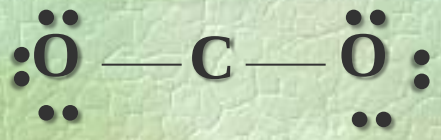


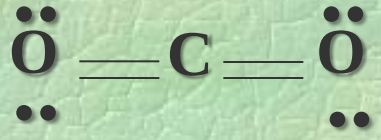
**linear molecule**

**linear** **180°**

$CO_2$

valence $e^-$ = 4 + (2 x 6) = $16e^-$





single and double bonds same

molecular geometry

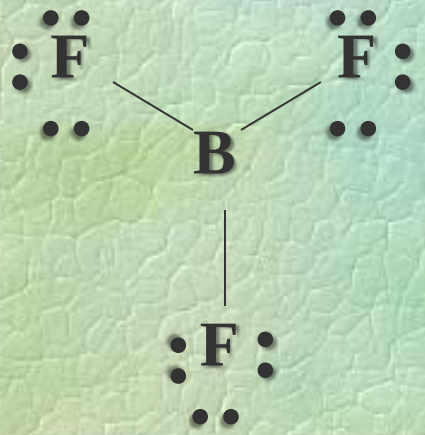
molecular shape linear

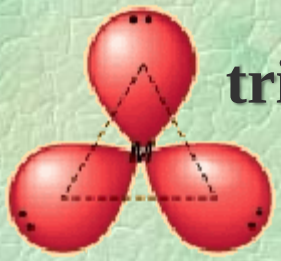
linear 180°

- ثلاث مجموعات من أزواج الالكترونات حول الذرة المركزية
الصيغة العامة ($AX_3$)

## $BF_3$

valence $e^-$ = 3+ (3 x 7) = $24e^-$



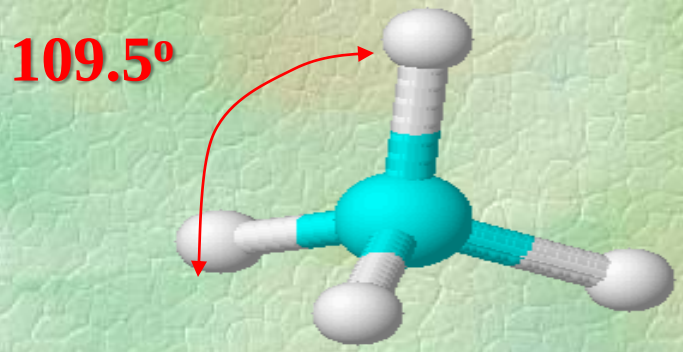
trigonal planar 120°

- أربع مجموعات من أزواج الالكترونات حول الذرة المركزية الصيغة العامة ($AX_4$)

$CH_4$

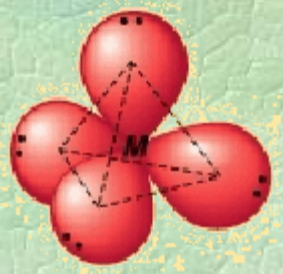
valence $e^-$ = 4+ (4 x 1) = $8e^-$

four valence pairs on C




molecular geometry

molecular shape tetrahedral



tetrahedral 109.5°

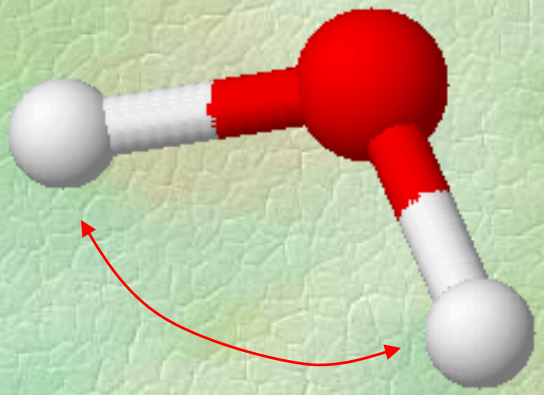
# $H_2O$

valence $e^-$ = 6+ (2 x 1) = $8e^-$

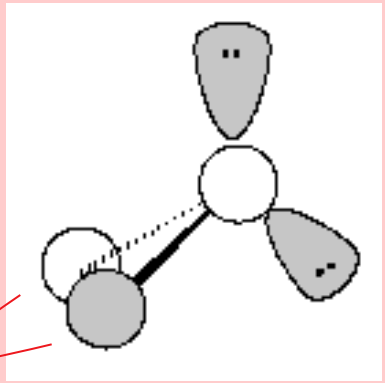
four valence pairs on O

two bonding pairs

two lone pair



< 109.5º



< 109.5°
(104.5°)

$H_2O$ $AX_2E_2$ angular

## $(AX_2 E_2)$

molecular geometry

molecular shape tetrahedral

Angular or V-shaped 104.5º

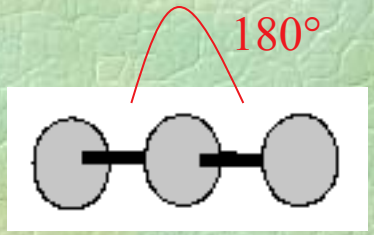
# VESPR con't.

- $AX_mE_n$
  - A represents the central atom
  - X represents a ligand (bonded electrons)
  - E represent the non-bonded electron pairs

# VSPER shaped:

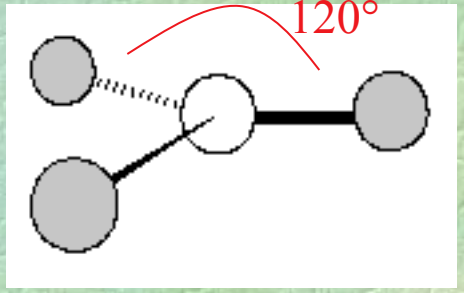
**Number of Electron Pairs**

2



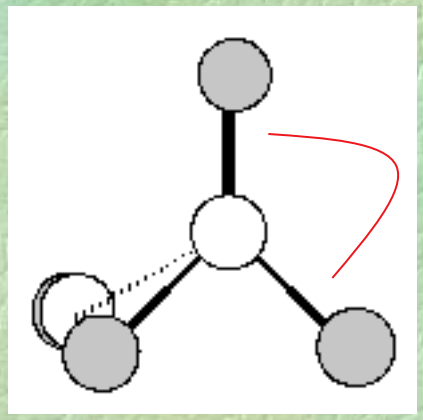

Linear

3



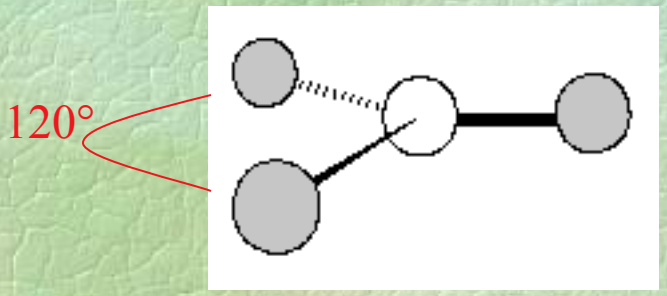

Trigonal Planar

4



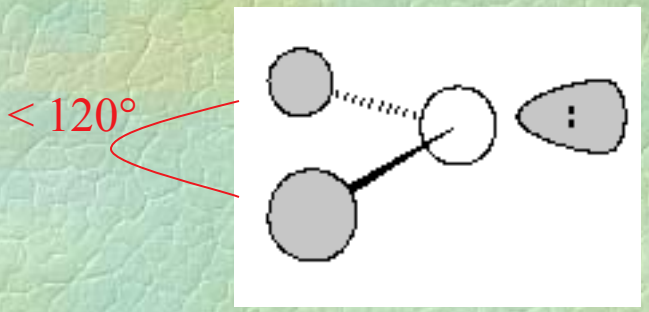

Tetrahedral

# Trigonal Planar




$AX_3$

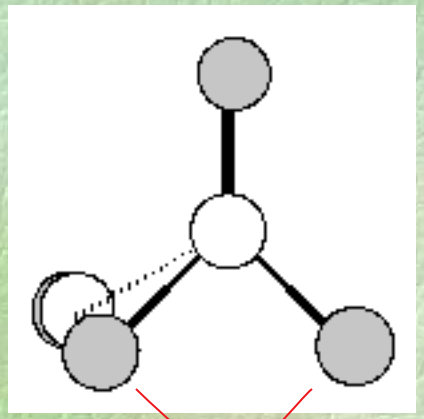
trigonal planar




$AX_2E$

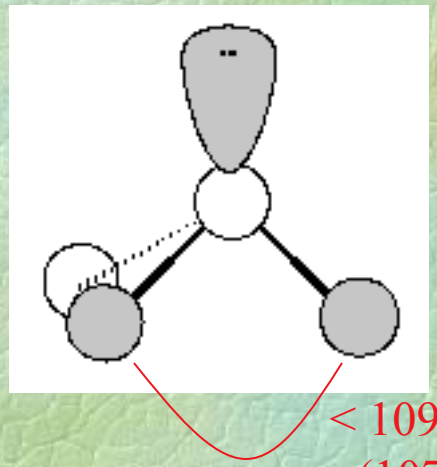
bent, angular

# Tetrahedral




$AX_4$

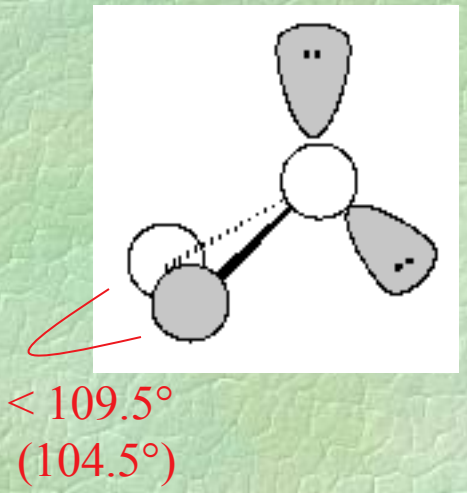
Tetrahedral




$AX_3E$

Trigonal pyramid

$NH_3$




$AX_2E_2$

Bent

$H_2O$