

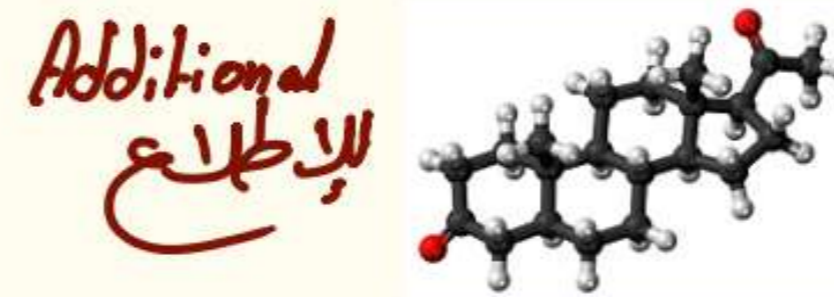


Organic chemistry

Lec: 1

Done by: Yasser Yaghi

Before you start



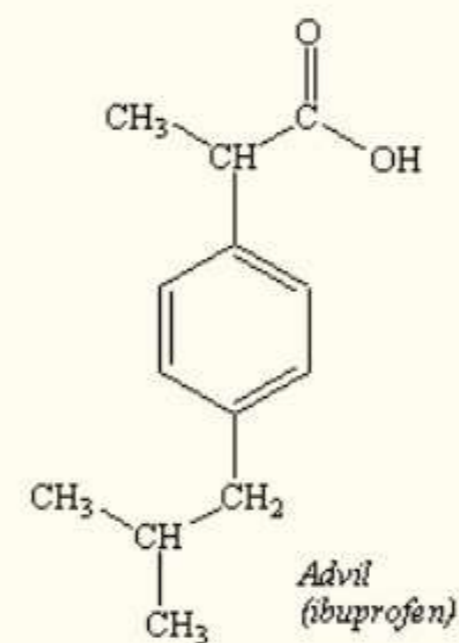
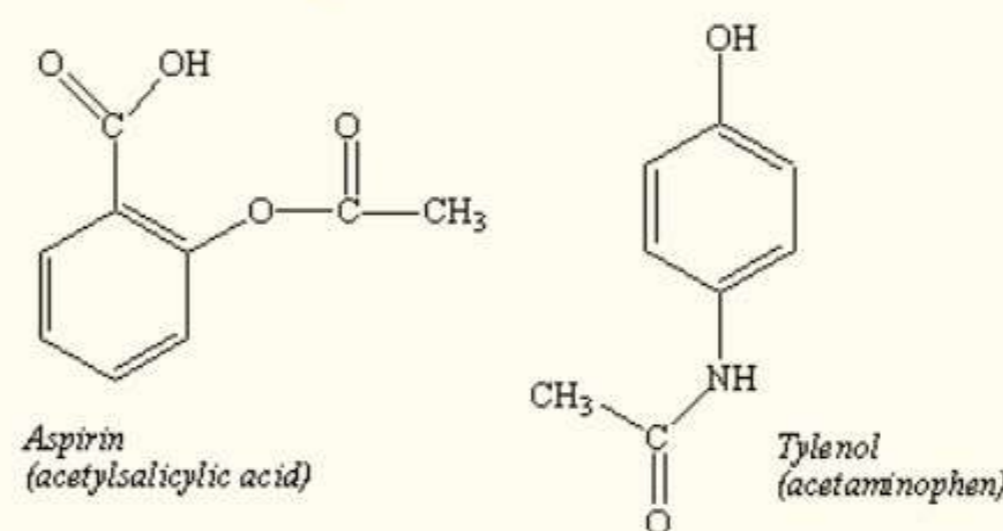
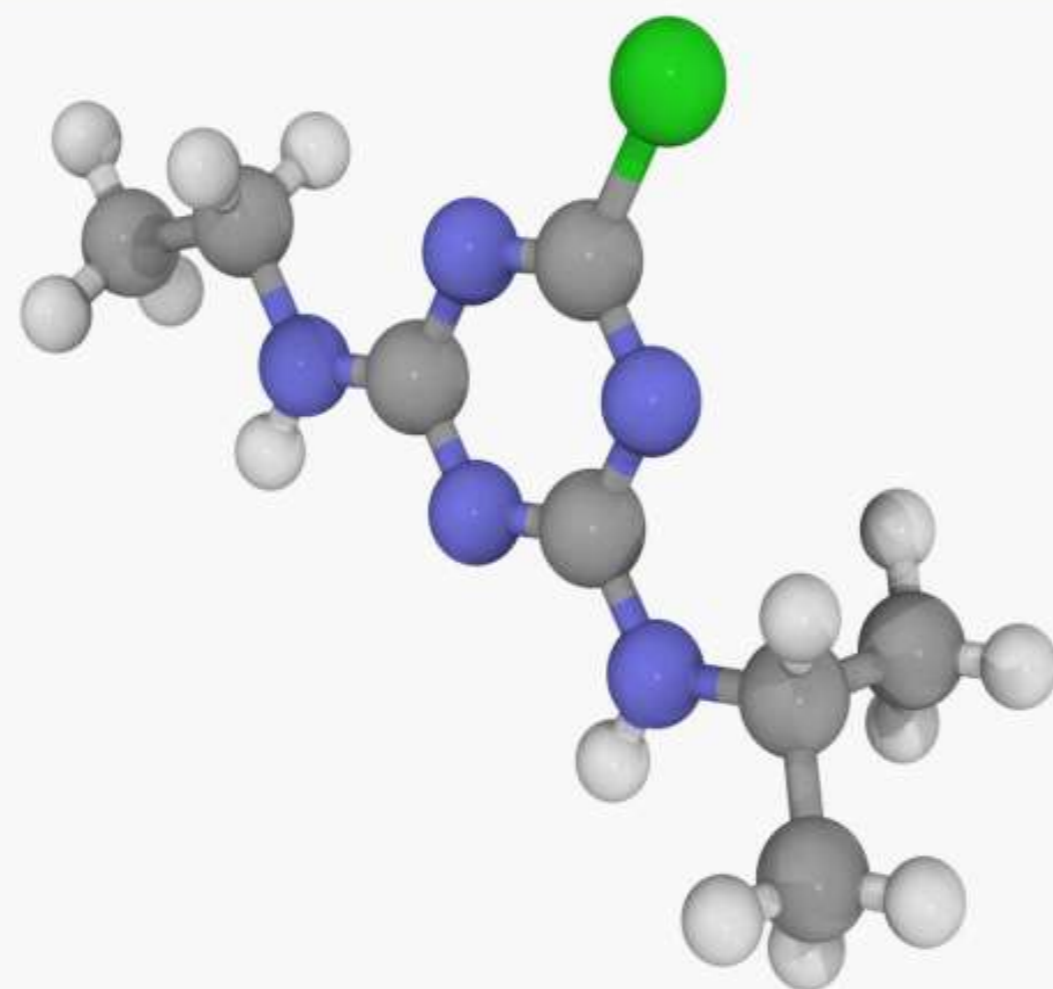
What is Organic chemistry in simple words?

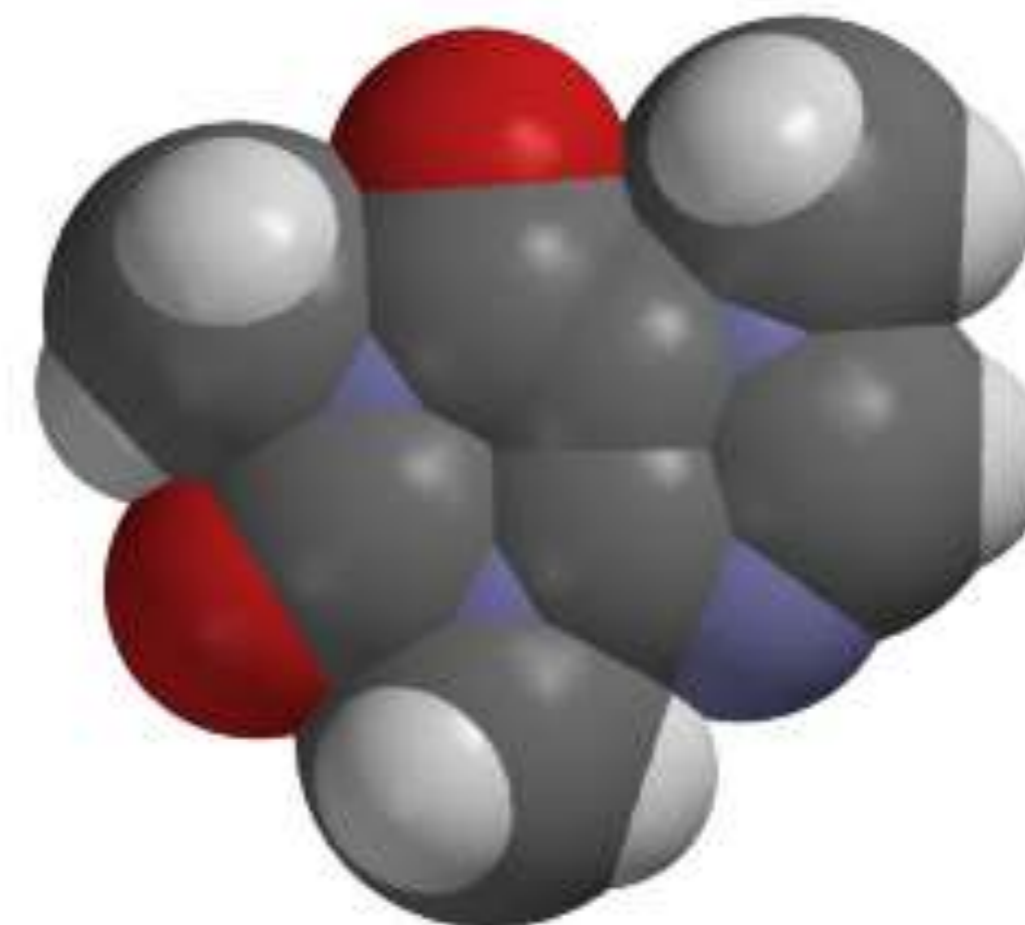
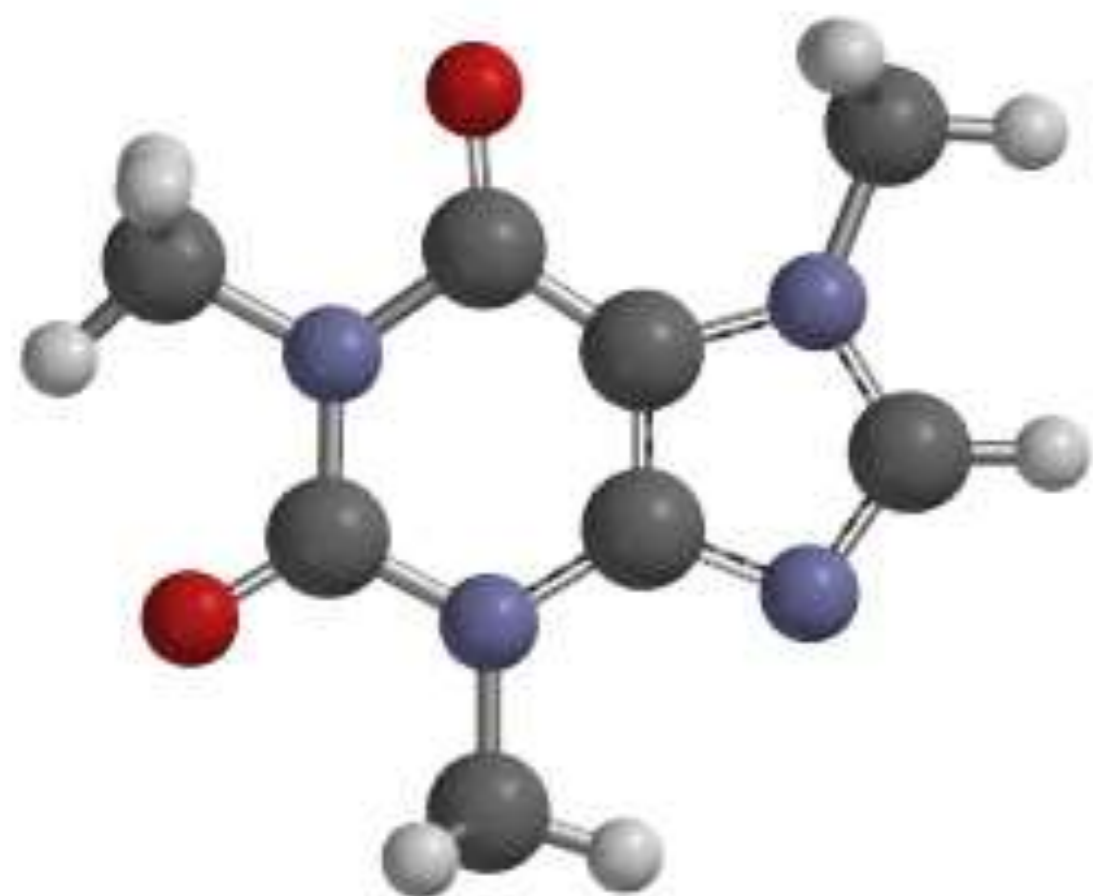
the branch of chemistry that deals with carbon compounds that includes studying of structure, properties, reactions and preparation of carbon-containing compounds.

يعود بداية علم الكيمياء العضوية إلى أوائل القرن التاسع عشر (1806) حيث قام العالم **برزيليوس Berzelius** بإطلاق مصطلح الكيمياء العضوية على المركبات الموجودة في الطبيعة

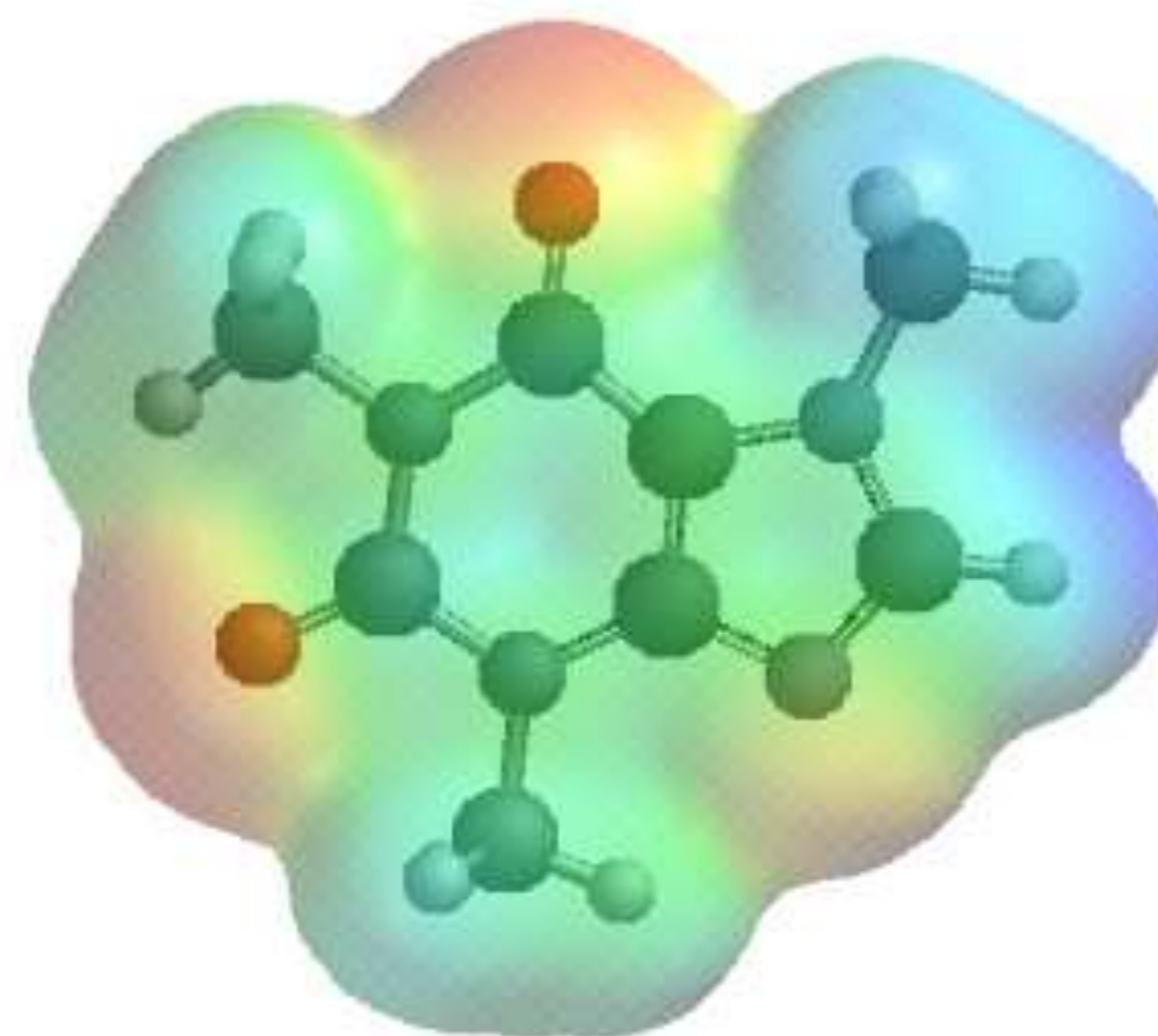
إلا أن المصادر تؤكد وجود العديد من العلماء قبل **برزيليوس** اهتموا بدراسة المواد العضوية كدراسات العالم السويدي الشهيرة **كارل شيله Carl scheele** التي كان من أبرز نتائجها إمكانية تصنيع المواد العضوية في المختبر الأمر الذي رفض من قبل أصحاب النظرية الحيوية

When you studying Organic chemistry you will deal with such that shapes:





Chapter 1: Bonding and Isomerism



Modern View of Atomic Structure

الذرة أصغر جزيء في المادة.

- An atom is: the *smallest particle* of an element that retains all of the chemical properties of that element.

Size of an atom:

وحدة كتل ذرية amu

توابيت

– Mass: 1 atomic mass unit (amu) = $1.66054 \times 10^{-24} \text{g}$

– Diameter: $\sim 1 \times 10^{-10}$ to $\sim 5 \times 10^{-10} \text{m}$

⊙ = 100 to 500 pm

⊙ = 1 – 5 Å (angstrom) where $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{m}$

هكذا أس

Constant

القطر

radius

نصف القطر

لا نغريجاً بين diameter و radius

القطر

الوحدة الأساسية للعناصر
والمواد من حولنا

وهي التي تحدد الخصائص

الكيميائية للعناصر

المكونة لها، مثل

قدرتها على التفاعل

Modern View of Atomic Structure

- Atoms contain: ⁺protons, [±]neutrons and electrons.
- Protons & electrons (e⁻) are charged!
 - Charge = 1.602×10^{-19} coulombs.
 - “Electronic charge” = charge on 1 e⁻
 - e⁻ charge is -1, proton charge is +1

neutrons have no charge (neutral)

ليس
له
شحنة

شحنة الإلكترون نفس شحنة البروتون عكساً

$1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$

ولكن عكس الإشارة
نفس المقدار ولكن عكس الإشارة

* النموذج الذري الحديث *

قائم على فكرة أن الذرة تتكون من ثلاثة جسيمات

النيوترون

البروتون

الإلكترون

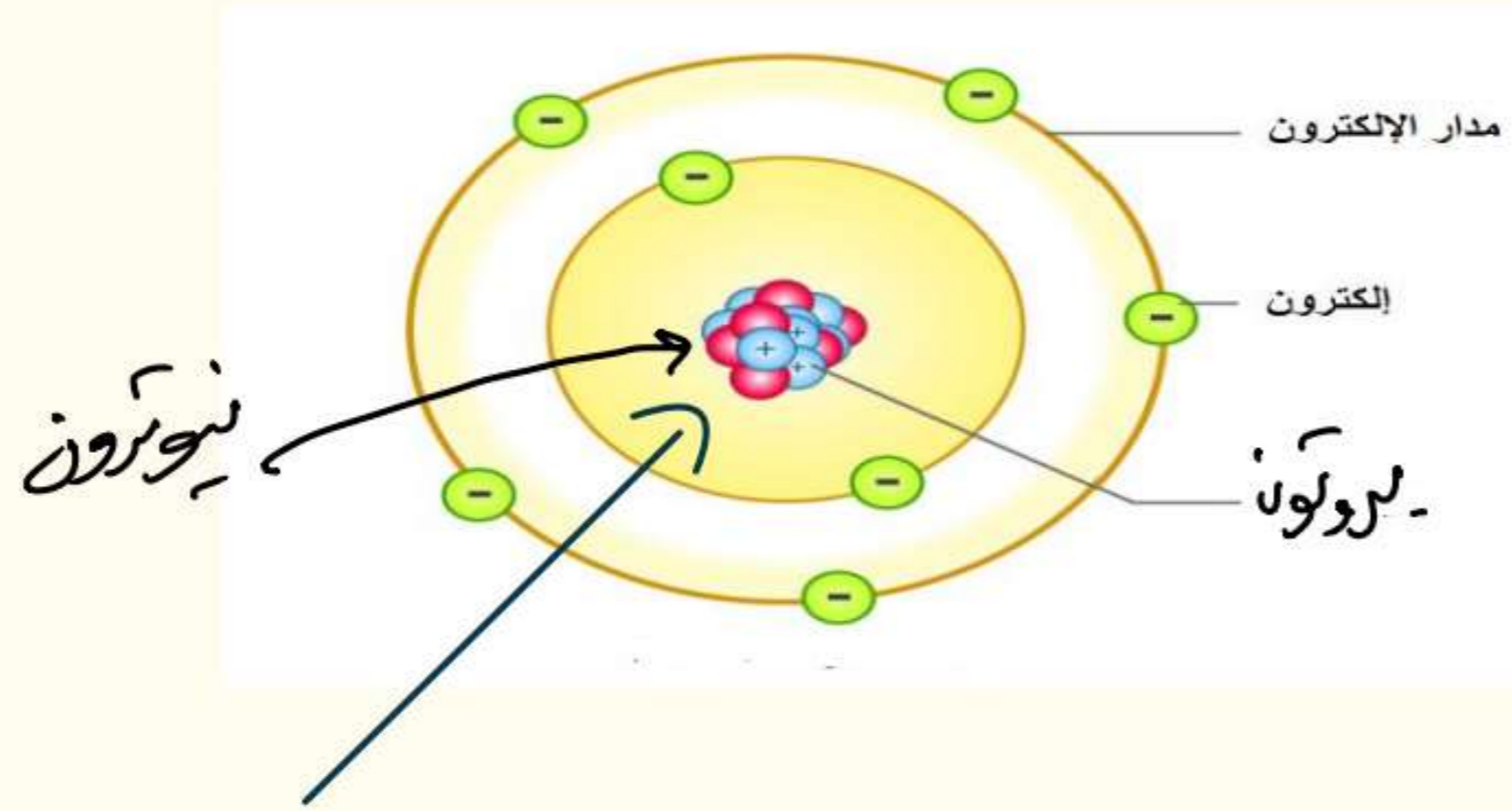
يشكلان نواة الذرة

نفترض أن

الإلكترونات

تدور في أفلاك

حول النواة



Nucleus

ونفترض هذا النموذج

أن كتلة الذرة تتركز في النواة رغم حجمها

مقارنتاً بهم الذرة ككل.

فإن الحجم الذي يشغله مدارات الإلكترونات

يعمل أغلب حجم الذرة.

m: mass

Modern View of Atomic Structure

$m_p / m_n = 1837 m_e$ ← بالرموز :

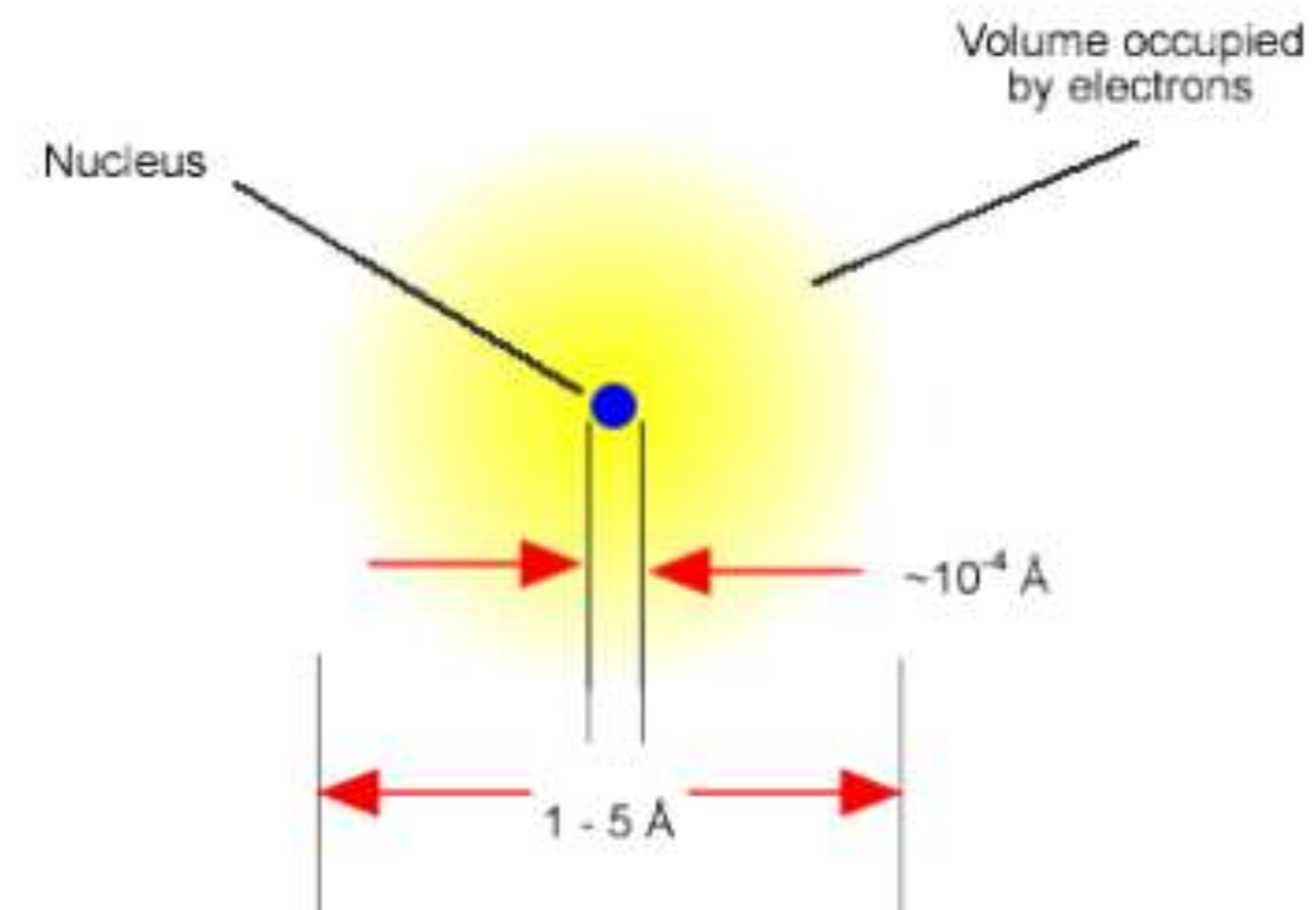
- Protons and neutrons are ~1837 times the mass of an e-

particle	Mass (amu) (mass g)	Electronic charge	location
e-	5.468 x 10 ⁻⁴ (9.110 x 10 ⁻²⁸)	-1	Outside nucleus
proton	1.0073 (1.6727 x 10 ⁻²⁴)	+1	nucleus
neutron	1.0087 (1.6750 x 10 ⁻²⁴)	0	nucleus

لاوظ: كتلة البروتون تساوي تقريباً كتلة النيوترون
 $m_n = m_p$

Modern View of Atomic Structure

- Protons and neutrons are located in the nucleus which is small.
 - Most of the *mass* of the atom is due to the nucleus.
- Electrons are located outside the nucleus.
 - Most of the *volume* of an atom is due to the electrons.



دعنا نتفق على ما يأتي : A العدد الكتلي : $Mass\ number$ يُرمز له بـ A

هو عدد البروتونات مضافاً إلى عدد النيوترونات

$$A = Z + N$$

عدد البروتونات Z

عدد النيوترونات N

العدد الذري: هو عدد البروتونات في الذرة وهو نفسه عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة. $Atomic\ Number$

لها أثر في العدد الذري هو عدد البروتونات
فله نفس الرمز

Z

Isotopes

النظائر

B

^{10}B

^{11}B

- boron has two common isotopes, ^{10}B and ^{11}B
- Both have 5 protons and 5 electrons, but 5 and 6 neutrons respectively.

* النظائر هي أشكال لنفس العنصر
 ويسبب تعدد الأشكال يعود لا اختلاف عدد النيوترونات لكل شكل

- NOTE: isotopes have the SAME chemical properties, the only difference is their mass and how they decay in nuclear decay processes.

فإن
 البورون
 له نظيرين

- Chemical properties are determined by the ELECTRONS!

و
 ^{10}B

تابع شرح

نظيرَي البورون ^{10}B و ^{11}B لهما نفس العدد الذري أي نفس عدد البروتونات والالكترونات ولكن يختلفان في عدد النيوترونات.

$$A = Z + N$$

حيث Z ثابتة للبروتون
 \downarrow
 العدد الكلي

من المعادلات يظهر العامل المسبب في اختلاف العدد الكلي لنظائر البورون هو عدد النيوترونات حيث $Z \leftarrow \text{constant} \neq$

العدد الذري للبورون = 5 (عدد الالكترونات = البروتونات) عدد

^{10}B \rightarrow $10 = Z + N$
 $10 = 5 + N$ $N = 5$

^{11}B \rightarrow $11 = 5 + N$ $N = 6$

تختلف النظائر في خصائصها الفيزيائية **focus** مثل الكتلة... ولكن لها نفس الخصائص الكيميائية

ملقط ذاكرة: النظائر تختلف في العدد الكلي إذن تختلف في الكتل والكتلة خاصية فيزيائية لذلك النظائر لها خصائص فيزيائية مختلفة

وبما نعلم أن الخصائص الكيميائية تُحدّد بواسطة الالكترونات، والنظائر لها نفس عدد الـ e^- لذلك لها نفس الـ **Chemical Properties**

Test Yourself

1. The Carbon element has three isotopes, which are ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C , If you know that its atomic number is 6 then all of the following is incorrect except:

- a- Carbon isotopes have the same number of neutrons which is 6.
- b- Carbon isotopes have the same number of electrons which is 6.
- c- Carbon isotopes have the same physical properties.
- d- Carbon isotopes have different number of protons.

2. Which of the following is common between isotopes in ideal conditions:

- a- mass
- b- density
- c- boiling temperature
- d- Electronegativity

Answer

b -1

d -2

* Explanation of Second question:

As we know isotopes differ in physical properties, the first three options are physical properties. The last option is the correct option because **Electronegativity is chemical rather than physical.**

If you want to expand, remember that isotopes differ in number of neutrons and they are neutral which means that they won't impact in the force of attraction of the nucleus to the electrons.

What a good question!!!

Lewis Symbols of Atoms

الكرونيان مستوى التكافؤ

Valence shell e- are the outer most shell of e- and are involved in chemical bonding.

الكرونيان مستوى التكافؤ تشارك في التفاعلات الكيميائية لتشكل الروابط المختلفة.

- they are the highest energy "s" and "p" e-



- number of valence shell e- = group number

4 الكرونيان في ال Valence Shell

- useful to show these as Lewis symbols or electron-dot symbols

هذا موضوع يطيل شرحه لا التوزيع الالكروني اعمد

1, 2, 3, 4, 6
رئيسية
فرعية
S, P, d, f

يقوم على فكرة ان هذان مستويان للكرونيان
والمقصود من هذه الجملة اننا اعلى المستويان
طاقة هي مستوى S و P.

تذكر: طاقة الالكترون هي نفس طاقة المستوى الموجود فيه.

عدد الالكترونات في ال Valence Shell تقبل في أي مجموعة العنصر
موجود في الجدول الدوري. \uparrow group

أما دورة العنصر (row) ه تعرفها من رقم آخر مدار في التوزيع
الالكتروني للعنصر مثال توضيحي: group (1) $Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
تأكد بنفسك في الجدول الدوري \rightarrow third period

علماً أن المستويات الرئيسية تأخذ قيمه رصيه

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

تذكر: نظريتنا لهذا الموضوع بتفصيله في صفوف دراسته
سابقه (الصف العاشر) وكنا نسمي $[n]$ عدد الكم الرئيسي
تحديداً

شرح التوزيع الإلكتروني + كل ما يتعلق بأفلاك الإلكترونات بالتفصيل. (لقد يريد الفهم)

بدايةً: يوجد مستويات (مدارات) رئيسية للإلكترونات حول النواة (Shells) يُرمز لها بالرمز $[n]$ حيث n تأخذ قيم موجبة $n = 1, 2, 3, \dots$

ثانياً كل مستوى رئيس (shell) يتكون من مستويات طاقة فرعية عددها يساوي رقم المستوى (n) فالمستوى الرئيس الأول $(n=1)$ يتكون من مستوى فرعي واحد يُرمز إليه بالحرف (s)

والمستوى الرئيس الثاني $(n=2)$ يتكون من مستويين فرعيين يُرمز إليهما بالحرفين (s, p)

والمستوى الرئيس الثالث $(n=3)$ يتكون من 3 مستويات فرعية يُرمز لها (s, p, d)

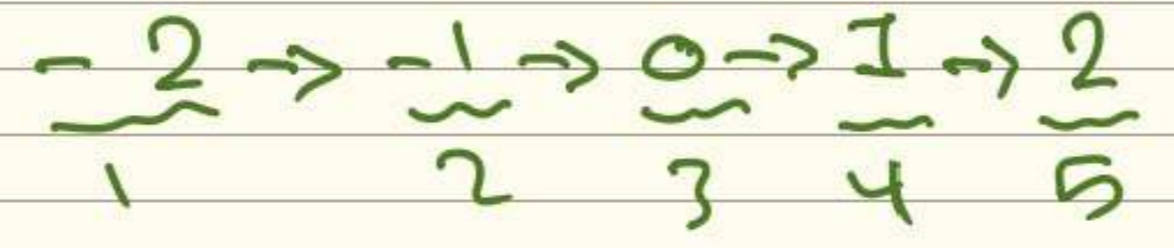
والمستوى الرابع $(n=4)$ يتكون من 4 مستويات فرعية يُرمز لها (s, p, d, f)

يذكر أن مستويات الطاقة الفرعية فيما عداً عن المستويات الفرعية هي: $s=0, p=1, d=2, f=3$

ثالثاً: كل مستوى فرعي يتكون من أفلاك l ولكنه عدد أفلاك كل مستوى فرعي على قيمته l لرمز للمستوى الفرعي بالرمز l l له تعريفه الأفلاك لكل مستوى فرعي نكتب ما يلي:

مثلاً المستوى الفرعي s كم أفلاك يحتوي فلان واحد. أفلاك المستوى الفرعي p كم أفلاك يحتوي؟ أفلاك $1 \rightarrow 0 \rightarrow 1$ أفلاك $3 \rightarrow 2 \rightarrow 1$

المستوى الفرعي l كم فلاح يحتوي؟؟
 نفهم أن قيمته = 2 طبق $l \rightarrow 0 \rightarrow l$



المستوى الفرعي l

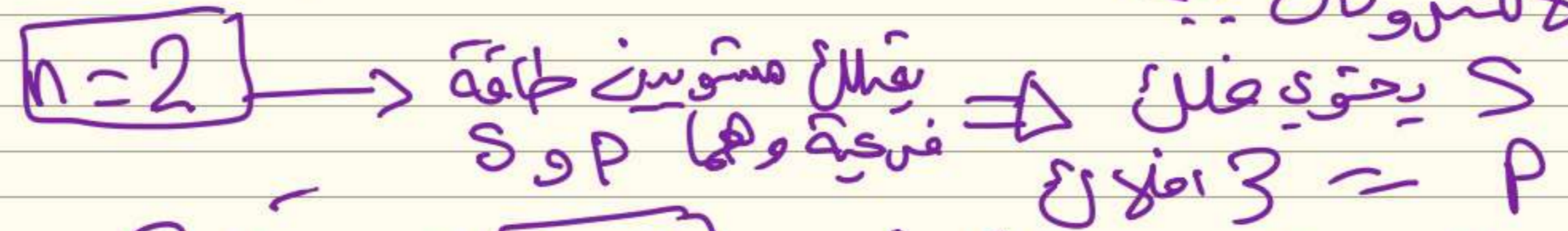
يحتوي 5 أفلاك
 وبالتطبيق على المستوى الفرعي l نجد أنه يحتوي 7 أفلاك

إذا تعقدت تستطيع أن تحفظ من دون أن تعرف التفسير
 وهذا أين حرفنا هذه الأفلاك.



ولما كان كل فلاح يستطيع حمل إلكترونين كحد أقصى
 نستطيع الآن وبسهولة معرفة كم كل مستوى طاقة رئيس
 يستطيع التحمل من الإلكترونات

لتطبيق هذا
 المستوى الرئيس الثاني $(n=2)$ لم نستطيع أن نحول من
 الإلكترونات؟؟



المجموع : 4 أفلاك : $2 \times 4 = 8$

استنتاج ذهني سريع لمعرفة الحد الأقصى من الإلكترونات لكل n
 جدي بنفسك على أي مستوى $2n^2$.

* الجدول الدوري الحديث *

row / Period



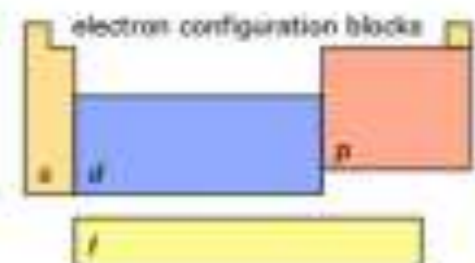
The Periodic Table of the Elements

Legend:

- alkali metals
- alkaline metals
- other metals
- transition metals
- lanthanoids
- actinoids
- metalloids
- nonmetals
- halogens
- noble gases
- unknown elements
- radioactive elements have masses in parentheses

1	2											13	14	15	16	17	18
1 H Hydrogen												B Boron	C Carbon	N Nitrogen	O Oxygen	F Fluorine	Ne Neon
2 Li Lithium	3 Be Beryllium											Al Aluminum	Si Silicon	P Phosphorus	S Sulfur	Cl Chlorine	Ar Argon
3 Na Sodium	4 Mg Magnesium											Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsenic	Se Selenium	Br Bromine	Kr Krypton
4 K Potassium	5 Ca Calcium	6 Sc Scandium	7 Ti Titanium	8 V Vanadium	9 Cr Chromium	10 Mn Manganese	11 Fe Iron	12 Co Cobalt	13 Ni Nickel	14 Cu Copper	15 Zn Zinc	16 Ga Gallium	17 Ge Germanium	18 As Arsenic	19 Se Selenium	20 Br Bromine	21 Kr Krypton
5 Rb Rubidium	6 Sr Strontium	7 Y Yttrium	8 Zr Zirconium	9 Nb Niobium	10 Mo Molybdenum	11 Tc Technetium	12 Ru Ruthenium	13 Rh Rhodium	14 Pd Palladium	15 Ag Silver	16 Cd Cadmium	17 In Indium	18 Sn Tin	19 Sb Antimony	20 Te Tellurium	21 I Iodine	22 Xe Xenon
6 Cs Cesium	7 Ba Barium	8 Lu Lutetium	9 Hf Hafnium	10 Ta Tantalum	11 W Tungsten	12 Re Rhenium	13 Os Osmium	14 Ir Iridium	15 Pt Platinum	16 Au Gold	17 Hg Mercury	18 Tl Thallium	19 Pb Lead	20 Bi Bismuth	21 Po Polonium	22 At Astatine	23 Rn Radon
7 Fr Francium	8 Ra Radium	9 Lr Lawrencium	10 Rf Rutherfordium	11 Db Dubnium	12 Sg Seaborgium	13 Bh Bohrium	14 Hs Hassium	15 Mt Meitnerium	16 Ds Darmstadtium	17 Rg Roentgenium	18 Cn Copernicium	19 Uut Ununtrium	20 Fl Flerovium	21 Uup Ununseptium	22 Lv Livermorium	23 Uus Ununseptium	24 Uuo Ununoctium

group



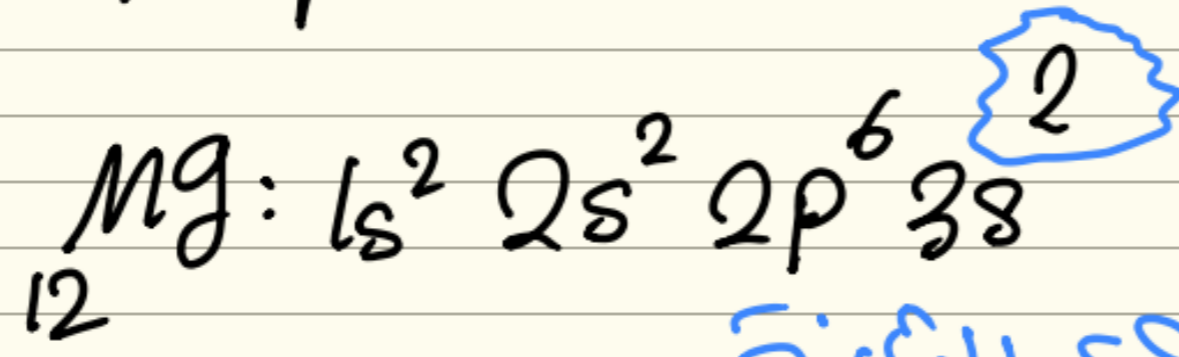
notes

- as of yet, elements 113, 115, 117 and 118 have no official name designated by the IUPAC.
- 1 kJ/mol = 96.485 eV.
- all elements are expected to have an oxidation state of zero.

57 La Lanthanum	58 Ce Cerium	59 Pr Praseodymium	60 Nd Neodymium	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium
89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium

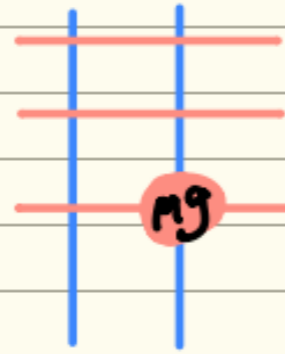
العناصر ♥ ستجاءل منها كثيرًا في الكيمياء الحيوية

Example:



من أن مجموعة عنصر المغنيسيوم في السلسلة
في أي Period

قد في الجدول الدوري ...



• Electrons are located in atomic orbitals (S, P, d, f).

* تكمن مدارات الإلكترونات موزعة حول النواة حسب الطاقة فالأقرب للنواة هو أقل طاقة وأكثر استقرارًا والأبعد للنواة هو أعلى طاقة وأقل استقرارًا

• Orbitals tell us the energy of the electron and the volume of space around the nucleus where an electron is most likely to be found.

$$\text{Stability} \propto \frac{1}{\text{Energy}}$$

• Orbitals are grouped in shells .

Each orbital can hold a maximum of $2e^-$ and the two electrons have **opposite spin** دوران معاكس

Table 1.1 Distribution of Electrons in the First Four Shells That Surround the Nucleus				
	First shell	Second shell	Third shell	Fourth shell
Atomic orbitals	s	s, p	s, p, d	s, p, d, f
Number of atomic orbitals	1	1, 3	1, 3, 5	1, 3, 5, 7
Maximum number of electrons	2	8	18	32

Example :



إذا ملئنا بالموضع ابعد عن:

Spin quantum number

نموذج لويس للذرات

Lewis Symbols of Atoms (cont'd)

The element symbol is used to represent the core e- and a dot for each valence shell e-

Four regions around the symbol (top, right, bottom and left) correspond to the four orbitals, each can hold 2 e- *i.e.*

نضع رمز العنصر ونضع حوله نقاط حيث كل e- في المستوى السكاني فنغير عنه بنقطة



Elements in the same group have the same valence shell e- configuration

العناصر الموجودة في نفس

المجموعة لها نفس عدد الإلكترونات في مستوى السكاني الخاص بها.

Table 1.3 Valence Electrons of the First 18 Elements								
Group	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	H·							He:
	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·

Stable

Lewis Symbols of Atoms (cont'd)

Lewis Structures: G.N. Lewis developed one of the earliest successful pictures of chemical bonding, stated as the **octet rule**: atoms tend to **gain, lose or share** electrons **to achieve a noble gas e- configuration, 8 valence shell e-** (in 4 orbitals).

قاعدة
الثمانية

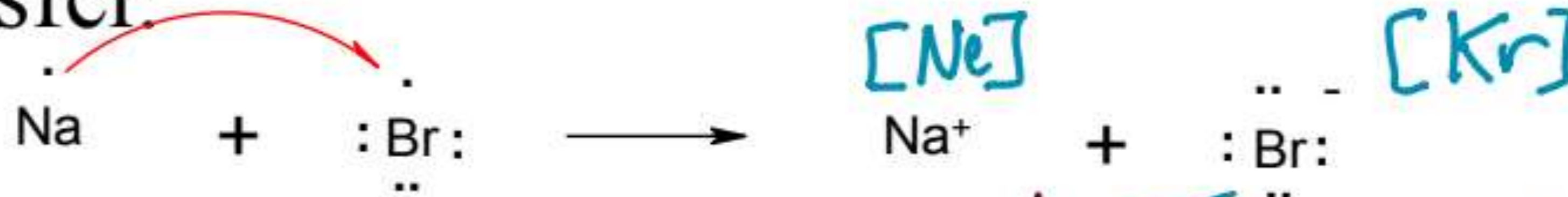
There are two possible types of bonds to consider, **ionic** and **covalent**.

كل الذرات تسعى لكسب أو خسارة أو مشاركة الإلكترونات لتحقيق توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل المقابل بحيث يكون هناك ثمانية إلكترونات في آخر مستوى بما يسمى بقاعدة الثمانية



Ionic Bonding

An ionic bond is an electrostatic attraction between positive & negative ions resulting from e- transfer



If the valence shell e- in the element are 1,2,3 will lose electrons and become positive ion

If the valence shell e- are 5,6,7 will gain electrons and become negative ion

تفاعل يتبع منه
الإلكترونات
انتقال كلي

The resulting e- configuration of both ions are those of the nearest noble gas, Ne and Kr respectively, both satisfy the octet rule.

Ionic Bonding (cont'd)

Ionized Energy طاقة الأيون

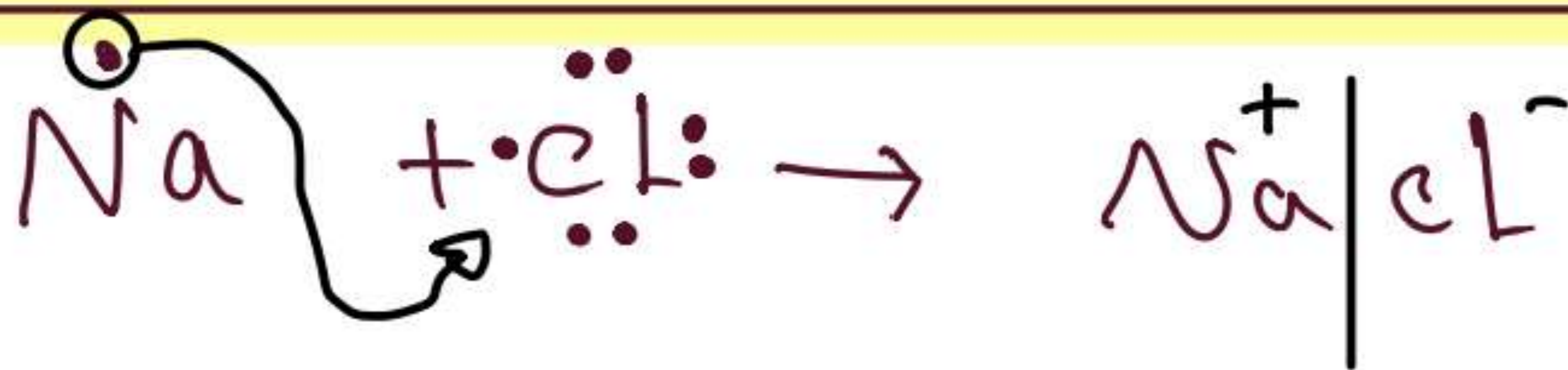
Note:

metal Na is on left of PT \ low IE

Non metal Cl is on right of PT \ high EA

\ Na transfers an e- to Cl

This is common for metals and nonmetals



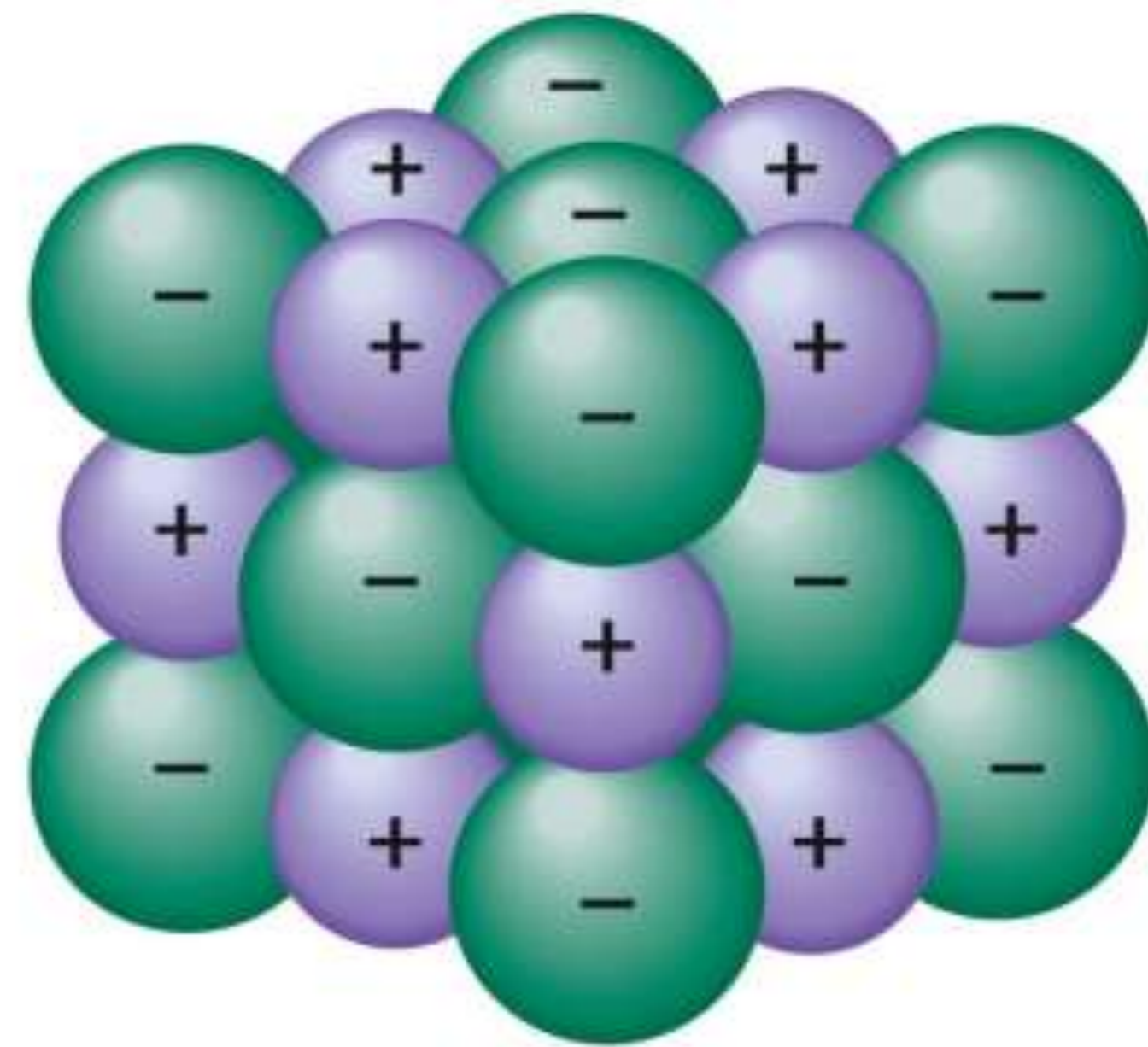
Ionic Bonding (cont'd)

بلورة

The resulting compound is an array (lattice or crystal structure) of positive & negative ions packed so attractive forces between ions of opposite charges are maximized, & repulsive forces between like charges are minimized.

قوى التنافر

بناء البلوري



Covalent Bonding الرابطية التساهمية

Ionic bonds occur when an e⁻ is transferred between a metal and nonmetal.

What about between 2 nonmetals?

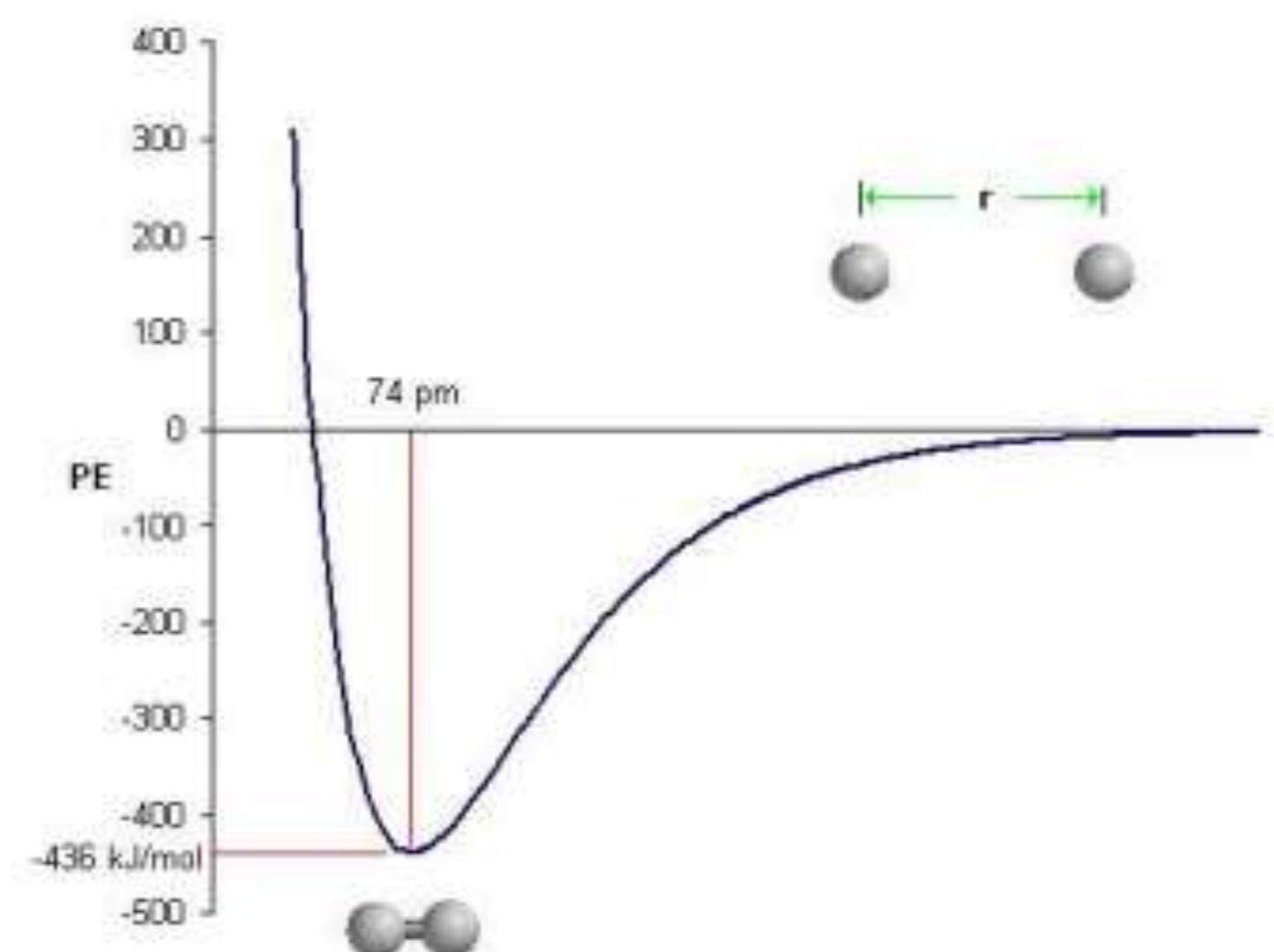
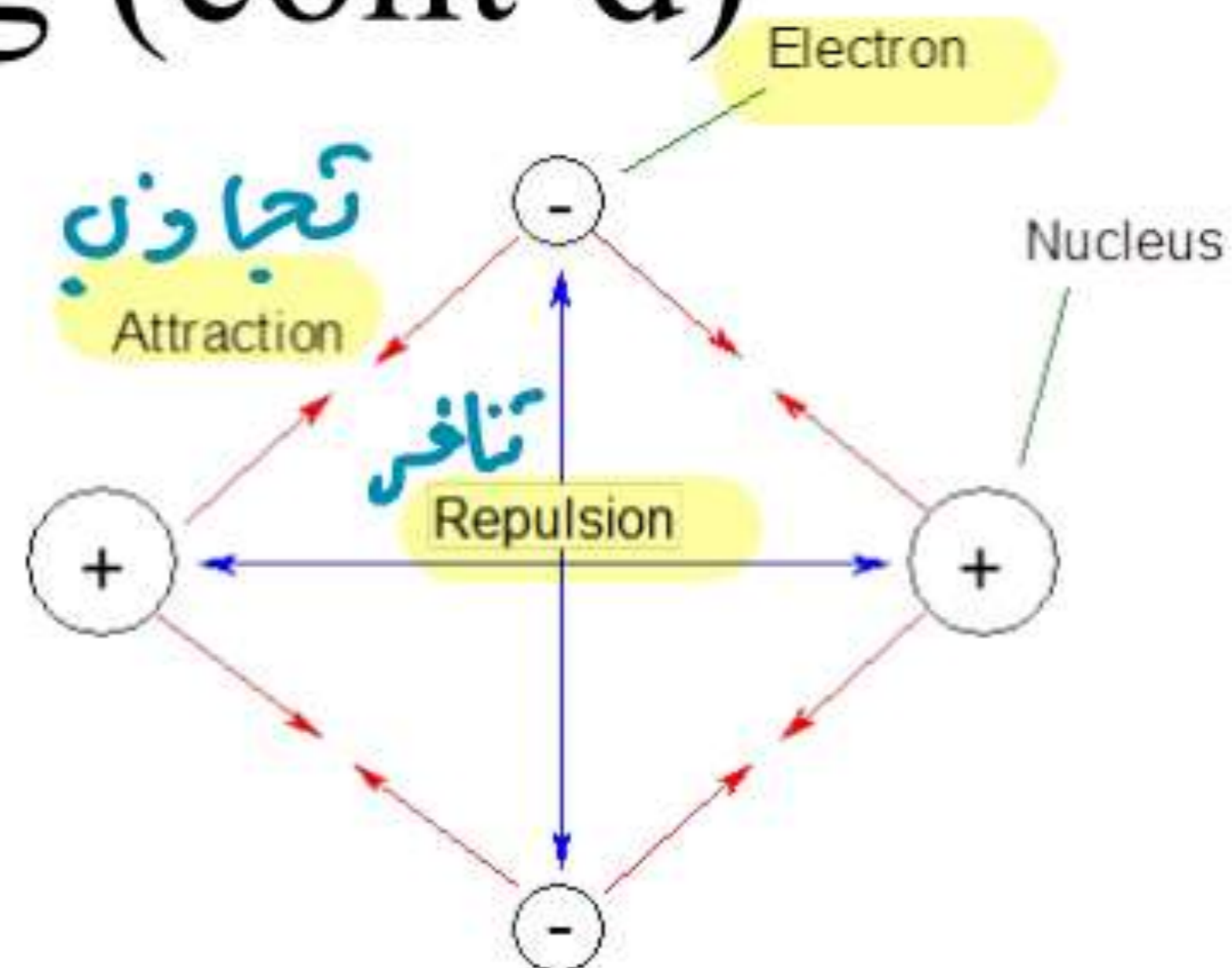
In these cases the atoms can obtain a complete octet by **sharing** e⁻ between them: a **covalent bond results!**

Covalent Bonding (cont'd)

H₂ is the simplest example, neither atom will lose or gain an e⁻ as the IE is too high and the EA too low \ they share the 2 e⁻

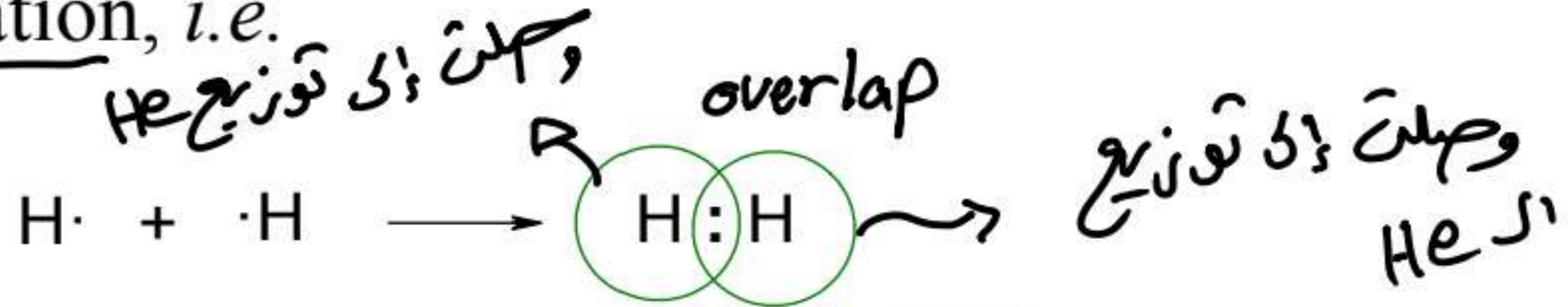
The bond is a balance between

e⁻ - e⁻ and nuc - nuc repulsions and e⁻ - nuc attractions



Covalent Bonding (cont'd)

The result is both atoms have a [He] e-
configuration, *i.e.*



The bond is commonly display as a line rather
than a pair of e- (:), *i.e.*

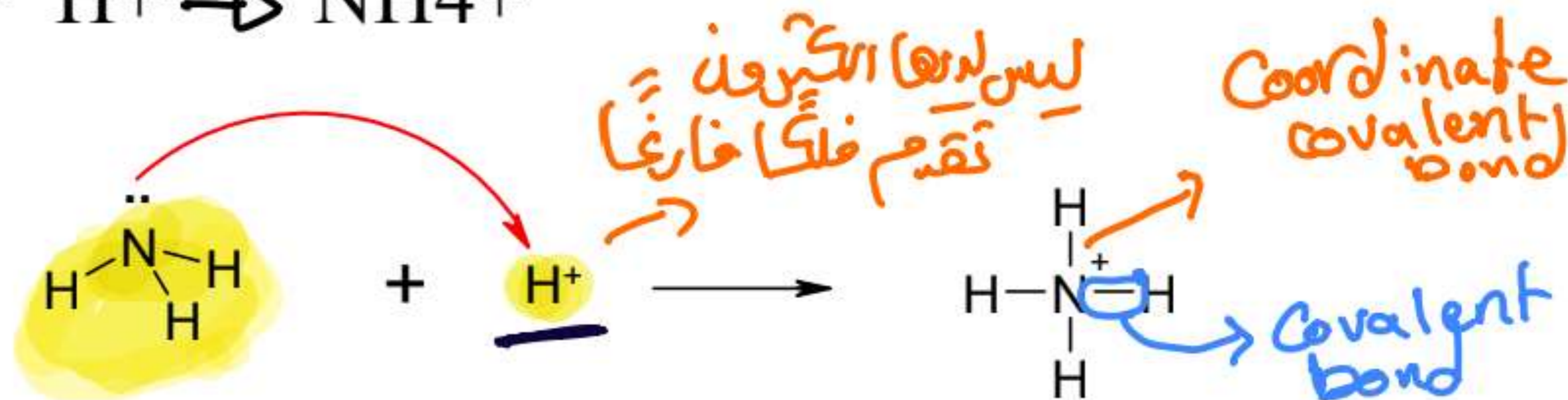


Covalent Bonding (cont'd)

A second general version of a covalent bond is possible. This occurs when BOTH e- come from one atom: a **coordinate covalent bond**

الرابطه التساهمية

i.e.



نحدد الرابطة التساهمية عندما تساهم ذرة بالكترونين وتساهم ذرة أخرى بفلان فارغ.

Covalent Bonding (cont'd)

There is a difference in what is meant by the bond lengths in ionic and covalent compounds:



Ionic “bond lengths” are the sum of the ionic radii of the two ions (this is a “hard sphere” model of atoms).

Covalent bonds are shorter than the sum of the atomic radii of the two atoms, which is a result of overlap or “merging” of the orbitals - a key feature of covalent bonds!



في الرابطة التساهمية
يكون طول الرابطة
أقصر من الرابطة الأيونية نتيجة
تداخل بين الأجزاء.

Test yourself

* Look to the following equation and answer to next questions: سؤالين



1- The kind of bond in resulting material is same of the bond that exist one of these compounds:

a- MgCl_2

b- KCl

c- NH_3

d- NaF

2- If you know that the diameter of $[\text{Cl}]$ ion is $1 \times 10^{-10} \text{ m}$ so we can expect that one of these statements is true which relate to Cl_2 compound:

a- the length of the bond is $1 \times 10^{-10} \text{ m}$

b- the length of the bond is less than $1 \times 10^{-10} \text{ m}$

c- the length of the bond is more than $1 \times 10^{-10} \text{ m}$

d- the length of the bond is $2 \times 10^{-10} \text{ m}$.

سؤالين

Antwort:

1- C

2- b

Covalent Bonding (cont'd)

Ionic bonds are the result of strong electrostatic attractions between oppositely charged ions.

التجاذب بين أيون موجب والأخرى سالبة

Covalent bonds are also held together by electrostatic attraction but involve the 2 nuclei to the 2 e- which "spend" most of their time between the 2 nuclei.

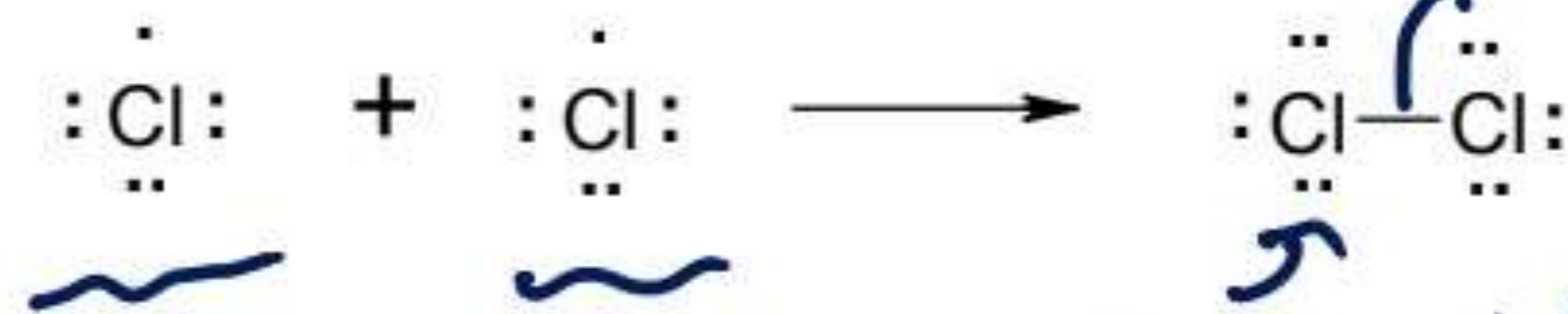
التجاذب بين

نوييتي موجبات
والإلكترونات
الرابطة

"زوج الإلكترونات
الرابطة بين
النوياتين"

Covalent Bonding (cont'd)

Other examples of Lewis structures of covalent compounds:



bonding pair

or

nonbonding pair
lone pair



*كلم رابطة تساهمية
هل يمكن فصل الذرة؟
حسباً كم مرة
تحتوي الذرة لتوكل
ذكي 8

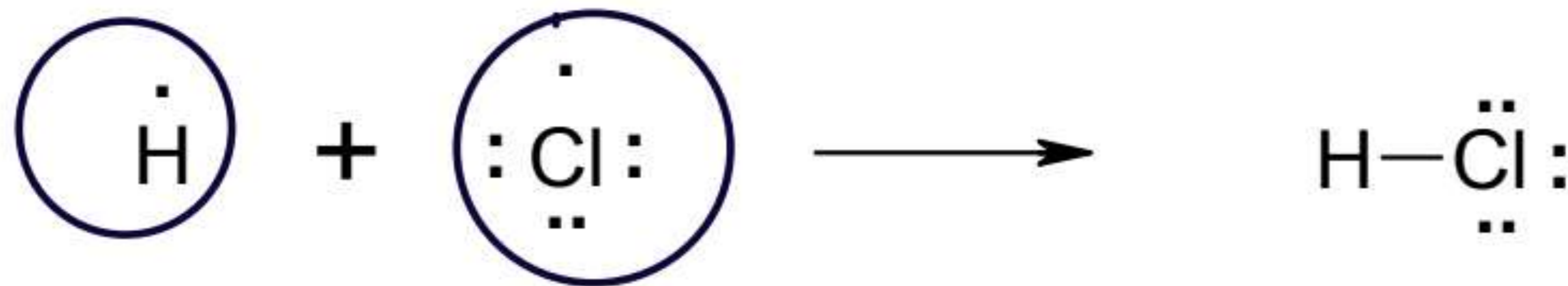
Unshared e- are shown as a pair of dots and are called **lone pair** or **nonbonding electrons**.

الالكترونات غير الرابطة

Covalent Bonding (cont'd)

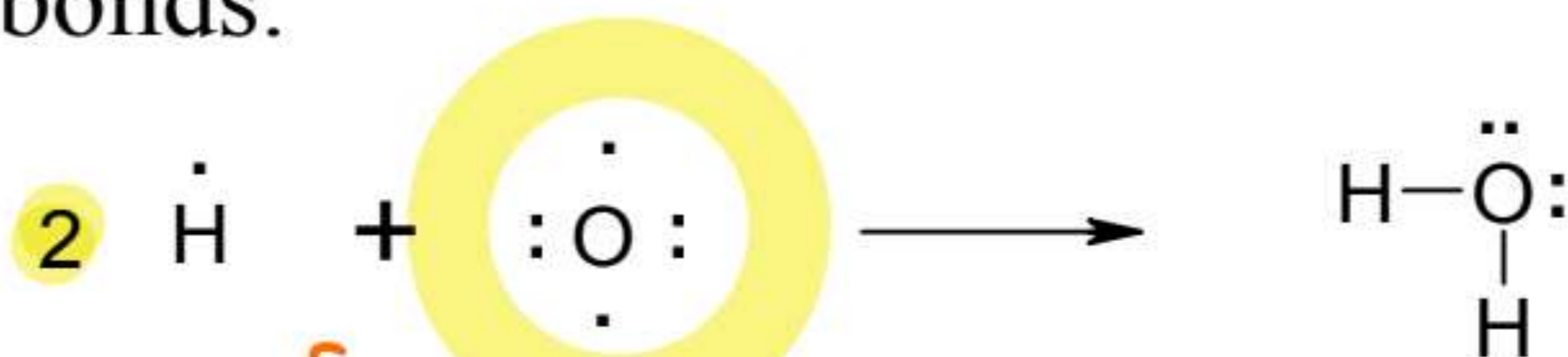
The number of bonds an atom forms can be predicted by the number of e- it needs to complete its octet, *i.e.*

group 7A: has 7 e- in its valence shell \ one single bond.



Covalent Bonding (cont'd)

group 6A: has 6 e⁻ in its valence shell \ two single bonds.



لديها 6 e⁻ مفردة تحتاج 2 e⁻ لتعمل كزوج

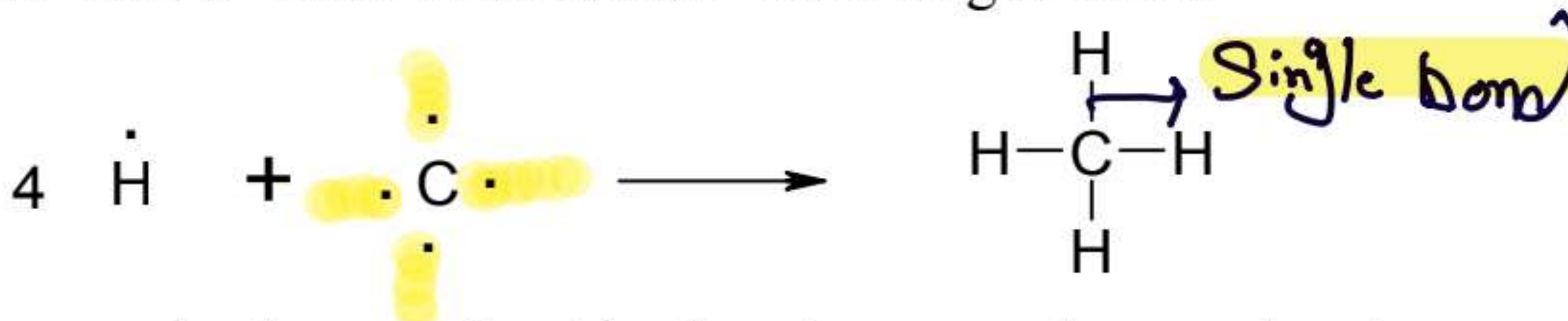
group 5A: has 5 e⁻ in its valence shell \ three single bonds.



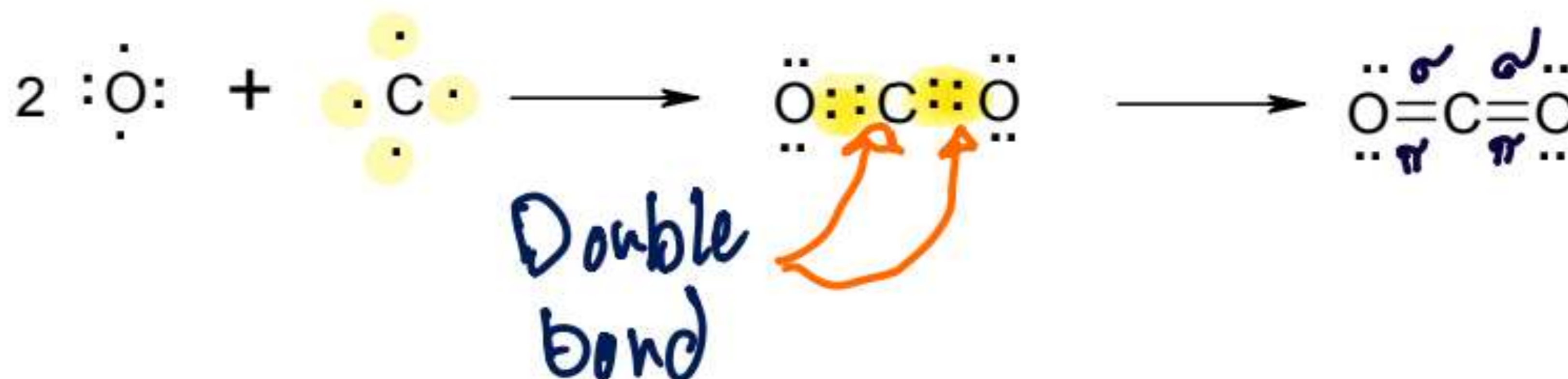
لديها 5 e⁻ بحاجة 3 e⁻

Covalent Bonding (cont'd)

group 4A: has 4 e⁻ in its valence shell \ four single bonds.

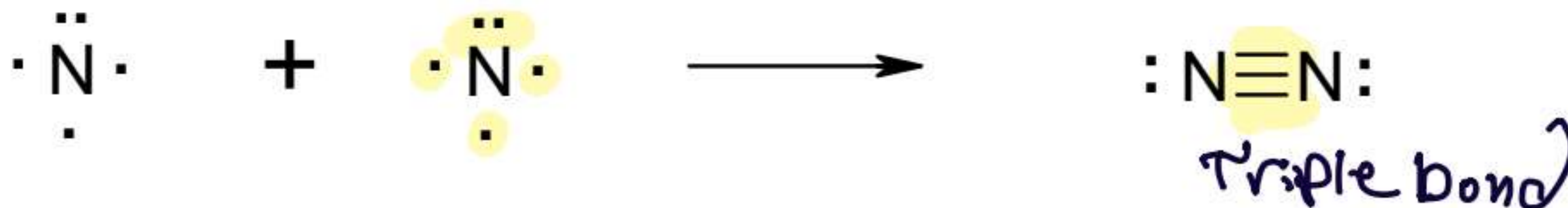


The octet can also be completed by forming more than one bond between a pair of atoms, *i.e.* double bonds. Carbon can form two double bonds. A double bond shares two pairs of e⁻ between the two atoms.



Covalent Bonding (cont'd)

A triple bond shares three pairs of e- between the two atoms as in the case of N₂.



Question – what other combinations of bonds are possible for carbon? For nitrogen?

Covalent Bonding (cont'd)

The more e- pairs that atoms share the closer the atoms are pulled together. A triple bond is shorter than a double bond which is shorter than a single bond.

كلما زاد التجاذب في الرابطة التساهمية كلما قصرت الرابطة
مما يزيد التجاذب في الرابطة التساهمية بـ

Bond	Length (pm)	Bond	Length (pm)	Bond	Length (pm)
HC	110	CC	154	C=C	134
HN	98	CN	147	C≡C	121
HO	94	CO	143		
HF	92	CF	141		
HCl	127	CCl	176		

↑
triple
bond

عندما يزداد عدد الإلكترونات بين الذرتين (الإلكترونات الرابطة)

علاقة عكسية بين طول الرابطة وقوة الرابطة.



Organic chemistry

Lec: 2

Done by: Yasser Yaghi

قطبية الروابط

الكهروسلبية

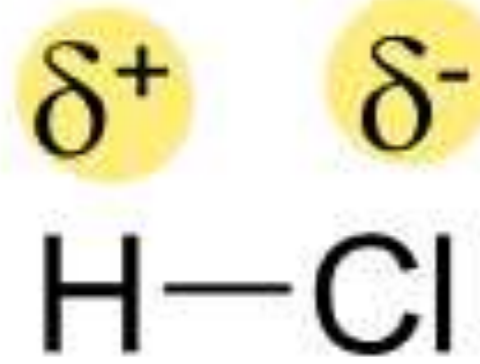
Bond Polarity & Electronegativity

So far two types of bonds have been described:

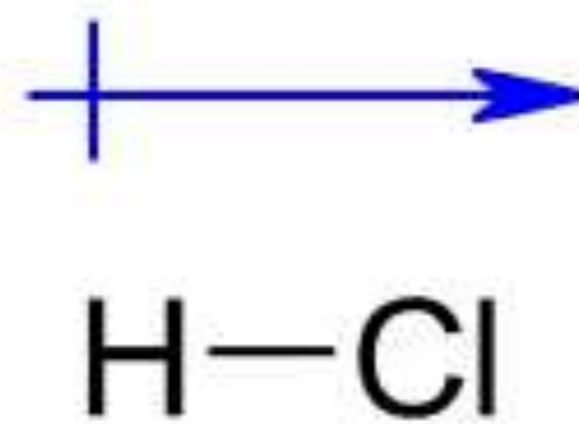
- ionic – complete e^- transfer
- covalent – equal sharing of e^-

There is a vast middle ground where the e^- are shared, but not equally: **polar covalent bonds.**

للتجربة
جزئية
موجبة



شحنة
جزئية
سالبة



الروابط
السالبة
القطبية

نجد أننا في المحاضرة الأولى عن الرابطة الأيونية، وانفقنا على أنها انتقال كلي للإلكترونات



وتجد أننا في الرابطة التساهمية، بأنها تشارك للإلكترونات



لاحظ هنا حدثت بين ذرتين لنفس العنصر

ولكن ماذا لو حدثت الرابطة التساهمية بين ذرتين مختلفتان في الأهروسلبية مثلا



كيف ستكون الرابطة؟ وهل ستكون الأيونات الرابطة متخازة
 لكي نواة ذرة أكثر من الأخرى، هذا ما سنعرفه في حاضرتنا هذه.

الروابط التساهمية

قطبية

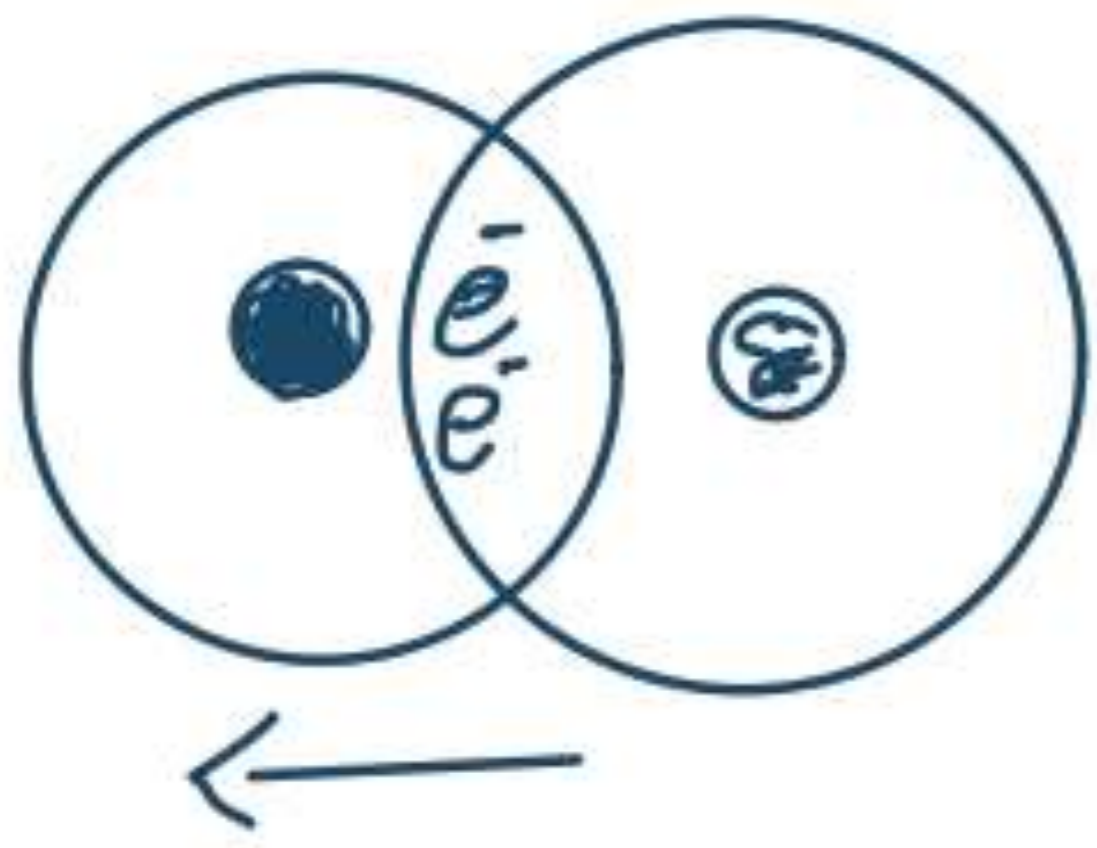
غير قطبية

قدرة تسمية اختلاف الكهروسلبية للذرات
المكونة للرابطة التساهمية

ما هي الكهروسلبية؟

هي قدرة نواة الذرة على سحب الإلكترونات

الرابطة بانجاءها . atom "a" atom "b"

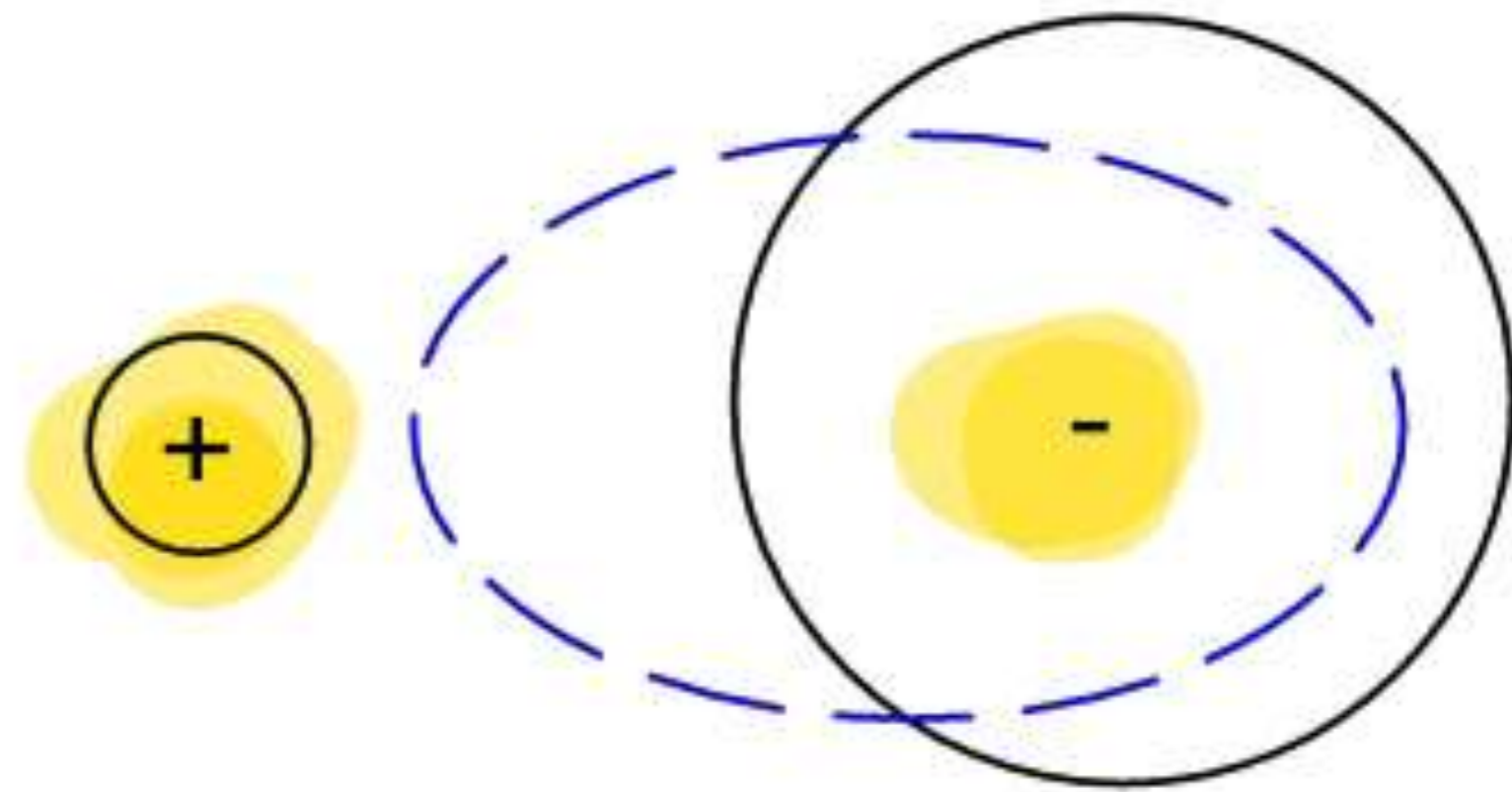


Bond Polarity & Electronegativity (cont'd)

ليست جامدة

Consider an ionic bond. The e^- cloud is not rigid and can be distorted:

As a result of the positive charge of the cation, the e^- from the anion are drawn towards it, distorting the shape of the e^- density.



Bond Polarity & Electronegativity (cont'd)

Electronegativity: (EN) is the ability of an atom to attract **bonding e^-** to itself.

هي قدرة الذرة لجذب الإلكترونات
الرابطية باتجاهها.

- normally use Pauling's scale

- relative scale where

F is the most EN atom
and has a value of **4.0**.

- there are periodic

trends similar to

IE & EA

مقياس
باولينج

الفلور

Table 1.4 • Electronegativities of Some Common Elements

Group						
I	II	III	IV	V	VI	VII
H 2.2						
Li 1.0	Be 1.6	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.4	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.3	Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2
K 0.8	Ca 1.0					Br 3.0
						I 2.7

< 1.0
 1.5–1.9
 2.5–2.9
 1.0–1.4
 2.0–2.4
 3.0–3.4

↑ الكهروسلبية: تزداد في الجدول الدوري من الأسفل للأعلى
 ومن اليسار لليمين →

Table 1.4 • Electronegativities of Some Common Elements

Group	I	II	III	IV	V	VI	VII
	H 2.2						
	Li 1.0	Be 1.6	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.4	F 4.0
	Na 0.9	Mg 1.3	Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2
	K 0.8	Ca 1.0					Br 3.0
							I 2.7

■ < 1.0 ■ 1.5-1.9 ■ 2.5-2.9
■ 1.0-1.4 ■ 2.0-2.4 ■ 3.0-3.4

لتصنيف معا على PT
 ((مع استثناء العناصر النبيلة))
 المجموعة السابعة
 جدو أني
 الفلور الأعلى
 كهروسلبية
 حين تبلغ قيمة
 $EN = 4$
 حسب قياس باولينج ♥

بنیاداً علی ما سبق هل يمكن تحديد العنصر الأقل EN؟

TABLE 1.4 Electronegativity Values for Some Atoms (Pauling Scale)

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

<1.0
 1.5 – 1.9
 2.5 – 2.9
 1.0 – 1.4
 2.0 – 2.4
 3.0 – 4.0

Copyright © John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

أقل عنصر هو السيزيوم EN

CS

Bond Polarity & Electronegativity (cont'd)

تتغير على الموضع في الجدول الدوري

Although EN is a periodic property it is not the same as IE or EA which are properties of atoms in the gas state.

Electron Affinity (انخفاض طاقة الإلكترونات)

EN is the attraction for a **pair** of bonding e^- , \therefore this only applies to molecules!

وهذا يحدث فقط في حالات التوزيع الإلكتروني الذري

All three quantities are however dependent on the Z_{eff} of the atom.

Of the three quantities, EN is the most useful because many compounds are molecular, not ionic.

The explanation in the next page

Ionized Energy
طاقة التأين

طاقة الإلكترونات

التوزيع الإلكتروني

في الجزيئات

All three quantities are dependent on the Z_{eff}

EN IE EA

شحنة النواة الفعالة

الكميات الثلاثة تعتمد على مقدار جذب النواة للإلكترونات السكونية
أو ما يسمى بـ Z_{eff} شحنة النواة الفعالة

كلما زادت Z_{eff} كلما زادت EN و زادت IE

EA

فغالب الأهرولية أثناء الترابط في الجزيئات وبالتالي
EN هي الأكثر أهمية وفائدة لأن معظم المركبات في الطبيعة

هي Molecular Compound وليست ionic compound
مركبات جزيئية مركبات أيونية

الربط مع الصبغ: معظم أجزاء الجسم تحتوي على بروتينات و
وتحتوي أمينية وكهوية لغوية (DNA / RNA) وكل ما سبق
وأكثر ترتبط ببعضها بروابط تساهمية ووظائفهم تتحدد
على قطبية الروابط التساهمية (Polarity of Covalent
bonds)

Bond Polarity & Electronegativity (cont'd)

Where is the split between ionic and polar-covalent?
Somewhere between 1.7 – 2.1, *i.e.*

$\text{Cs}^+ \text{Cl}^-$ ΔEN is $3.0 (\text{Cl}) - 0.7 (\text{Cs}) = 2.3, \therefore$
there is e^- transfer \Rightarrow ionic bond

$\text{Cl}-\text{Cl}$ ΔEN is $3.0 (\text{Cl}) - 3.0 (\text{Cl}) = 0, \therefore$ *Pure* a
non-polar covalent bond (equal sharing)

$\text{H}-\text{Cl}$ ΔEN is $3.0 (\text{Cl}) - 2.1 (\text{H}) = 0.9, \therefore$ a polar
covalent bond (unequal sharing)

– $\Delta\text{EN} < 0.5$

- Means almost purely covalent

When the ΔEN is 2 or above, the kind of bond will be ionic bond

When the ΔEN is between [0-0.5) the bond will be non polar(pure) covalent bond

When the ΔEN is between [0.5-2) the bond will be polar covalent bond

* بالنسبة للأرقام فهي أرقام تقريبية ، ونختلف قليلاً عن مصدر
 لآخر وفقاً اعتمادنا هنا هو ما قاله الدكتور لوي في السورة.

عندما تكون الرابطة التساهمية سرية ذرية نفس العنصر
 تكون قيمة ΔEN تساوي صفرًا

بالمعنى

سحبية القوة المقدر
 الفجائية نفس
 نفس EN



وهنا بالتأكيد

يكون نوع الرابطة تساهمية غير قطبية

$$\Delta EN = 0$$

Non-Polar Covalent Bond
 (Pure)

Bond Polarity & Electronegativity (cont'd)

The result of polar covalent bonding is that the e^- pair spend more time near the more EN atom. This means it will acquire a permanent excess negative charge. The other atom acquires a permanent excess positive charge. This is indicated by a δ^+ or δ^- (where δ means a "partial charge") or a dipole arrow which points from the positive end of the bond to the negative end.

القطب سالب ← ما يؤولي ذاك تشكيل الذرة القطبي بغير عنه بسهم



ذيل السهم يشير إلى الذرة الأقل EN عن قوة متجهة وهو عبارة

رأس السهم يشير إلى الذرة الأعلى EN

Vector

نتيجة الرابطة التساهمية القطبية سوف ينزاح زوج الإلكترونات الرابطة نحو الذرة الأعلى EN ما يؤدي إلى ظهور شحنة جزئية سالبة وبالمقابل الذرة الأخرى ستظهر شحنة جزئية موجبة

Test Yourself

* IF you know that the EN for [H] is 2.2 and for [O] is 3.4, Then in the compound H_2O the type of bond indicated by the arrow is:



- a- Polar Covalent bond and the e^- pair bond spend more time near H atom.
- b- non polar Covalent bond and the e^- pair is in the middle of the bond
- c- Polar Covalent bond and the e^- pair bond spend more time near O atom.
- d- ionic bond because the ΔEN is more than 2.

Bond Polarity & Electronegativity (cont'd)

A molecule whose centers of positive & negative charge do not coincide is polar. A polar molecule has opposite charges separated by a distance; it is a dipole and has a dipole moment.

dipole moment = magnitude of charge x distance between charges = Qr

$$\mu = q \times r$$

المسافة
Vector quantity

The magnitude of the charge is indicated by the difference in EN, and the distance of the bond length.

عادةً العزم الثنائي القطبي يُقاس عملياً
Experimentally

ثنائي القطب

عزم ثنائي القطب

حساباً من هذا القانون

عبر
مطلوبة

Bond Polarity & Electronegativity (cont'd)

Experimentally the dipole moment is determined by how the molecule reacts to an electric field.

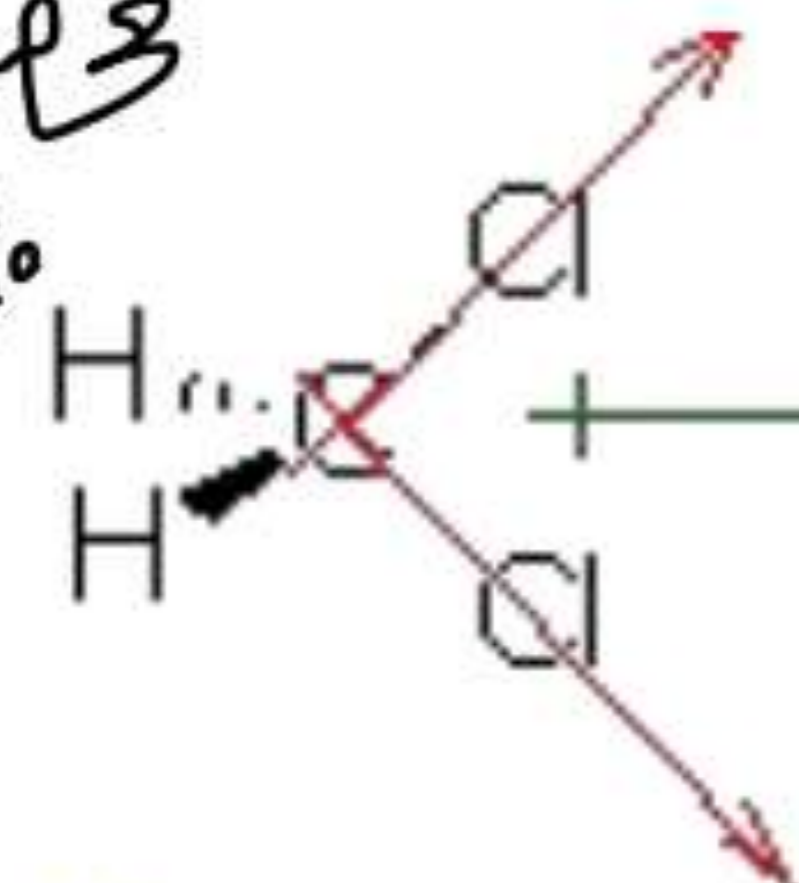
مجان كهربائي

The dipole moment has units of debye (D), where $1 \text{ D} = 3.34 \times 10^{-30} \text{ coul}\cdot\text{m}$

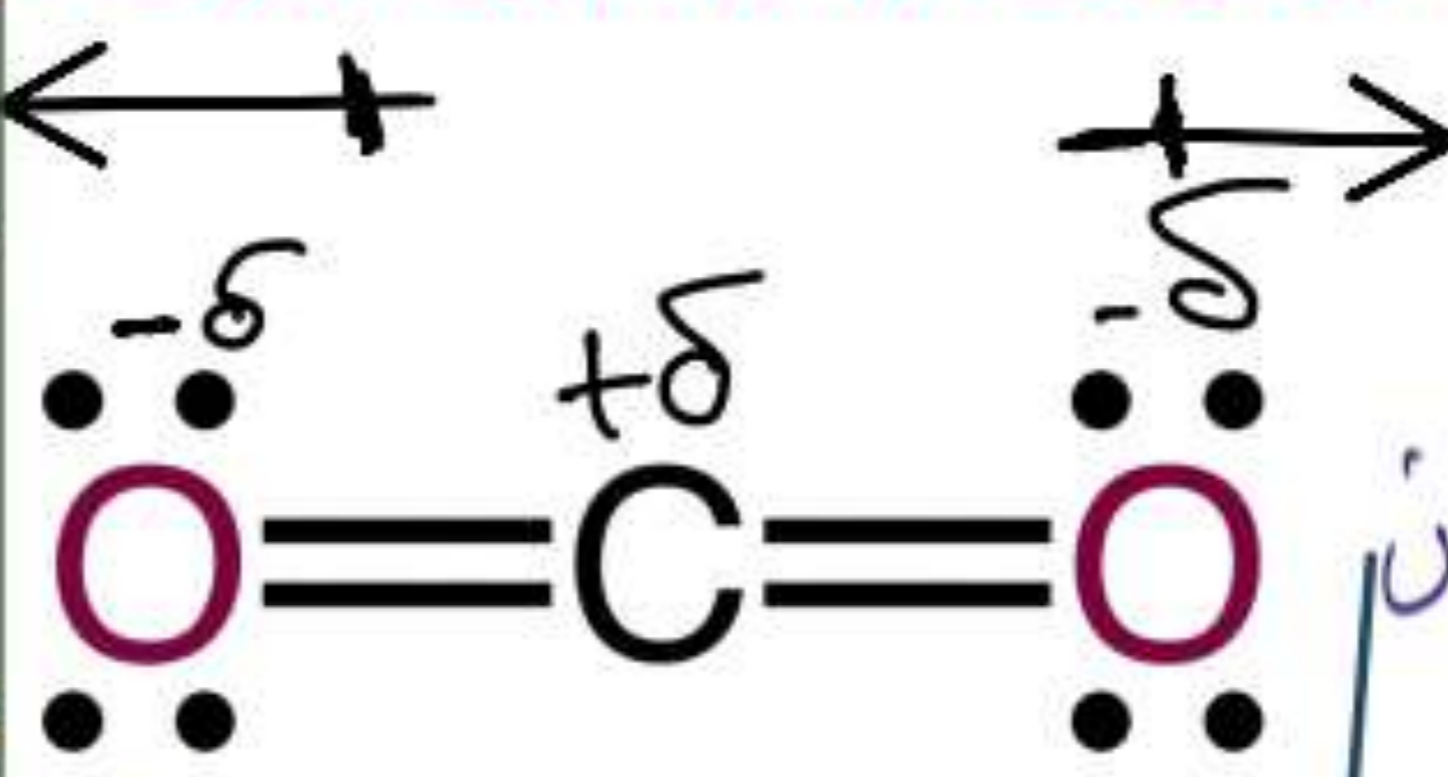
The more polar the molecule the stronger the dipole moment. The molecular dipole moment is the vector sum of the bond dipole moments, *i.e.*

ليس
للعقبة
توانية
للعقبة
في

محصلة الروابط
المركبة
Polar



قوتان متساويتان في المقدار
متعاكستان في الاتجاه
:: تلغى بعضهما
الأخرى
لذلك المركب ككل
غير قطبي
Non Polar



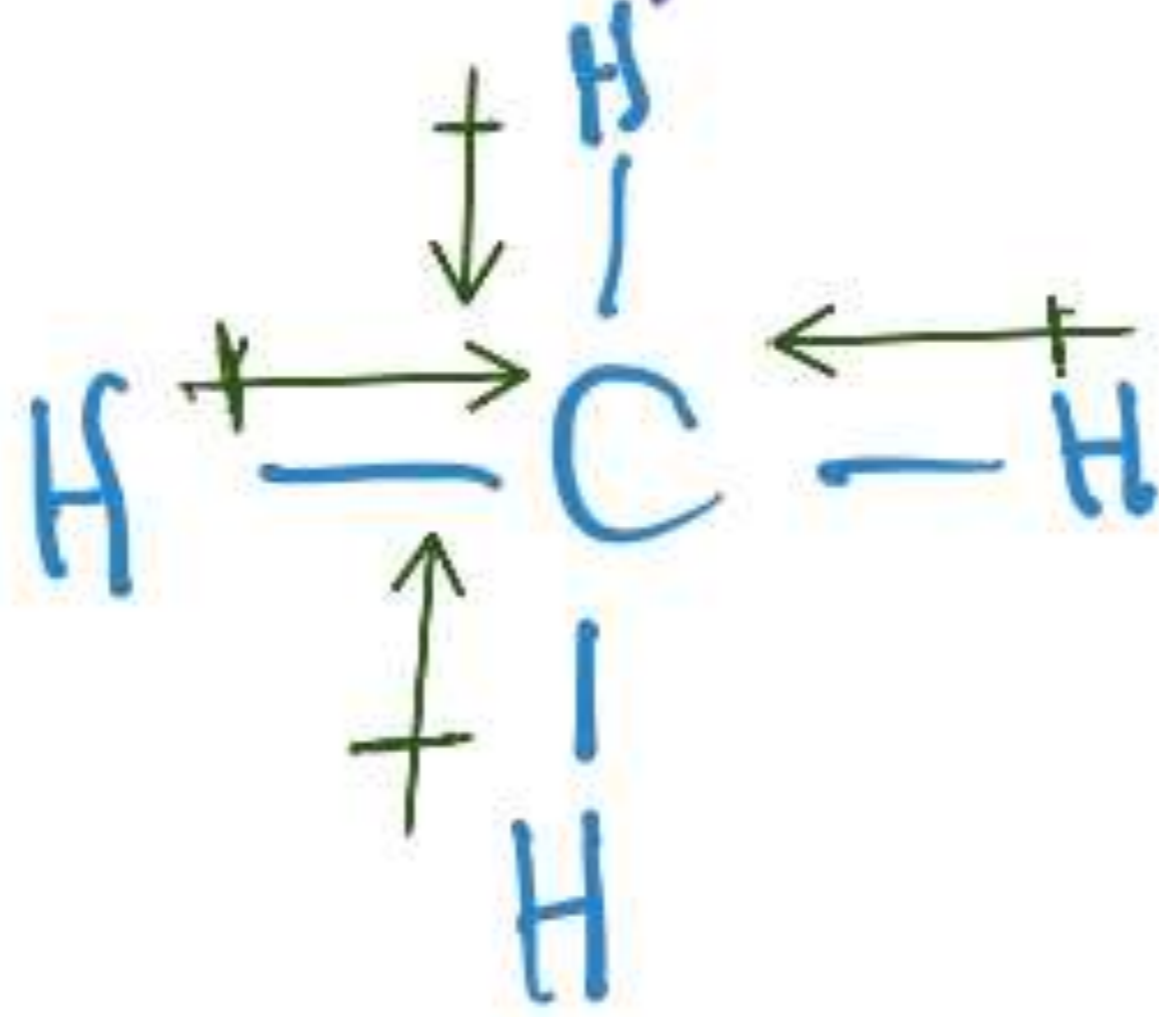
الأفصحان
عند
المواجهة

محصلة الروابط القطبية

أن لا تكون
تساوي صفرا
- 2

لكي يكون المركب كاعل قطبي
يجب أن يتحقق شرطان:
1- الروابط تكون قطبية
2- أن لا تكون متساوية صفرا

مثال خارجي لتعريف الفهم : المركب CH_4



هذه الرابطة
لوحدها Polar
 $C-H$

ولكن لكل قوة موجودة لها قوة بعكس اتجاهها ونفس
مقدارها لذلك تكون محصلة القوى صفراً

المركب Non Polar

Lewis Structures

A **Lewis structure** is a very simple model of chemical bonding and the structure of molecules.

It only deals with valence shell e^- ∴ the octet rule!

أوجه قهر لويس :

Lewis structures do not however explain the observed geometry of molecules, explain how or why bonds form, or how the e^- are shared.

Lewis Structures (cont'd)

لرسم هي هادي مركب نستبع الخطوات :

Procedure for obtaining good Lewis structures:

- 1) determine total number of valence shell e^- (including ionic charge if present).
- 2) draw a skeleton of the molecule, connect the atoms with single bonds.
- 3) determine number of remaining e^- .
- 4) complete the octet of the terminal atoms.
- 5) left over e^- ? Place them on the central atom.
- 6) central atom short e^- ? Use lone pair e^- from terminal atoms to create multiple bonds.
- 7) determine the formal charges of all atoms.

كيف نحدد الذرة المركزية ؟
١- الأقل عددًا على المركب
٢- عادةً تكون الأقل EN وليس دائماً

Lewis Structures It only deals with VE

Valence electrons

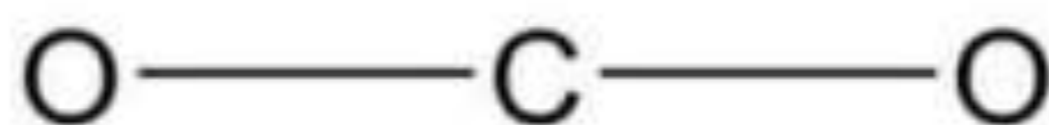
Procedure for obtaining good Lewis structures: eg. CO_2

- 1) determine total number of valence shell e^- (including ionic charge if present).

$$\text{CO}_2 = 4 + 2(6) = 16.$$

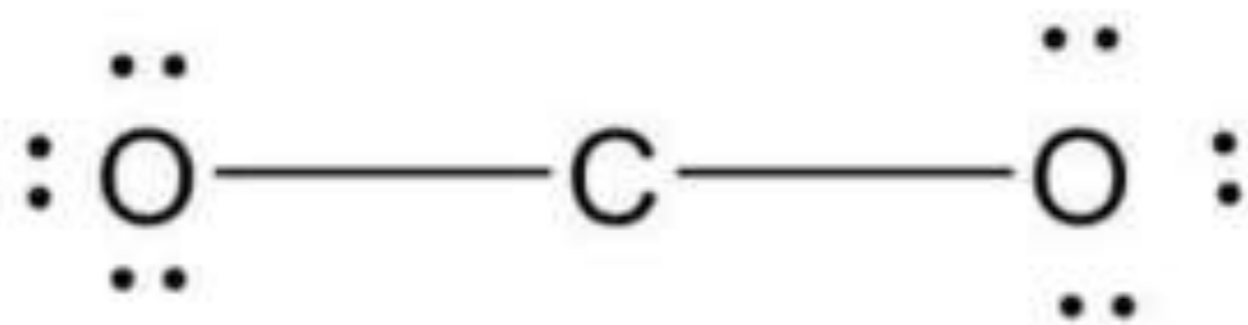
Central atom

- 2) Chose a central atom and draw a skeleton of the molecule connected with single bonds. (the central **atom** is usually the **least electronegative element** in the **molecule** or **ion**; hydrogen and the halogens are usually terminal).



- 3) determine number of remaining e^- . complete the octet of the terminal atoms.

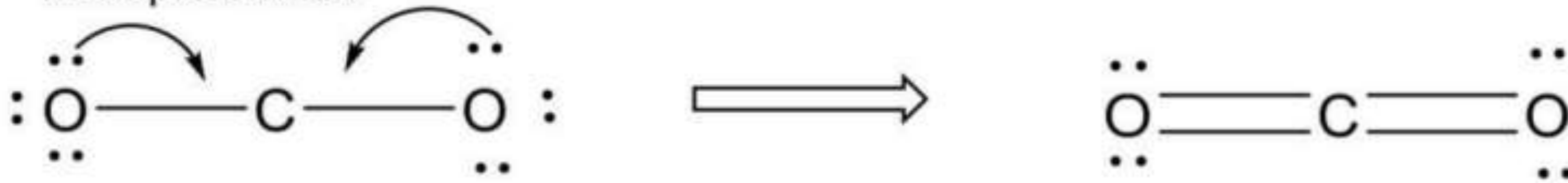
$$16 - 4 = 12$$



عادةً يكون الهيدروجين
والهالوجينات ذرات طرفية
عناصر المجموعة
السابعة

I, Br, Cl, F

4) Complete the octet Use lone pair e⁻ from terminal atoms to create multiple bonds.



5) determine the formal charges of all atoms.

Formal charge =
 number of valence electrons – (number of lone pair electrons + 1/2 number of bonding electrons)

For O 6-6 = 0

For C 4-4 = 0

ملفصن رسم Lewis Structure لآسي مركب

① نحسب VE لكل الذرات المكونة للمركب

② نحدد الذرة المركزية وهي الذرة الأقل عدداً في المركب وعادةً تكون الأقل EN.

③ نوزع الذرات الطرفية حول الذرة المركزية ونربطها برباط أحادية مع الذرة المركزية —

④ نحسب عدد الإلكترونات المتبقية بحيث نخرج الإلكترونات التي استخدمناها من مجموع الـ VE في الروابط الأحادية

⑤ نوزع الإلكترونات المتبقية على الذرات الطرفية

⑥ نطبق قاعدة الثمانية على كل ذرات المركب بحيث إذا

تأبقت الذرة المركزية ينقصها الإلكترونات حتى تدخل في octet نكمل روابط ثنائية/ثلاثية مع الذرات الطرفية.

⑦ نحسب الـ Formal charge لكل ذرة في المركب عن طريق القانون:

Formal charge = number of valence electrons - (number of lone pair electrons + 1/2 number of bonding electrons)

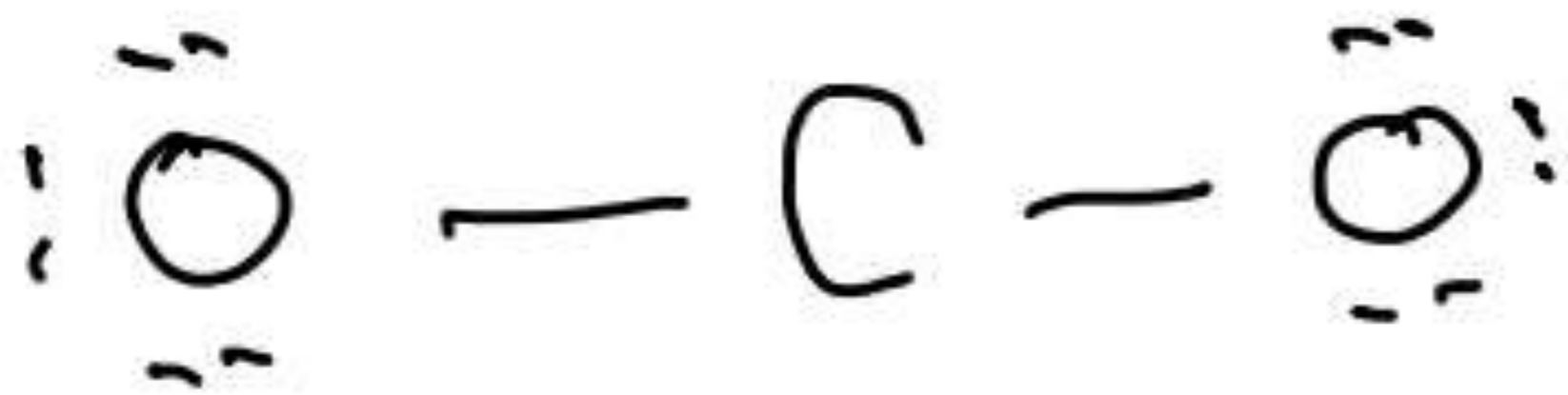
* بالمثل سيتم توضيحه .
⑧ تكون شحنة المركب كإجمالي مجموع الـ Formal charge لكل ذرة في المركب.



علماً أن العدد الذري للكربون = 6
 للأكسجين = 8

مجموع $VE = 4 + 2(6) = 16e^-$

خبرة الكربون هي الذرة المركزية



استخدمنا $4e^-$ في تشكيل الروابط الأحادية
 تبقى لدينا $12e^-$ نوزعهم بشكل أزواج على الذرات الطرفية

لتحقق قاعدة الثمانية على الذرة المركزية نقوم بإجراء روابط ثنائية مع ذرات الأكسجين.



لحساب Formal Charge نستخدم هذه الطريقة السريعة.



For O: $VE_{\text{for O}} -$

$$= 6 - 6 = 0$$

عدد الإلكترونات حول ذرة
الأكسجين بافتراض أن
الرابطة الأحادية مثل إلكترونات
واحدة فقط
بدلاً من الزوج $\left(\frac{1}{2}\right)$

For C = $4 - 4 = 0$

∴ ذرات شحنة المركب CO_2 كما يلي
= صفرًا

Lewis Structures (cont'd)

Formal Charges: (FC)

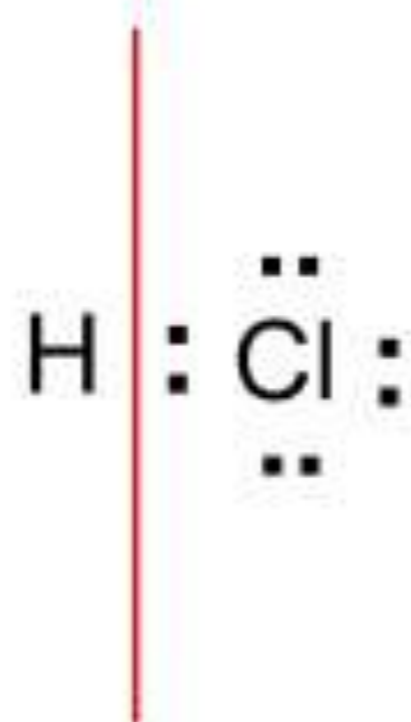
- 1) all lone pair e^- belong to the atom.
- 2) all bonds are split 1 e^- to each atom. This is a homolytic bond cleavage. (breaks the bond equally).
- 3) formal charge: $\# \text{ valence } e^- - \# \text{ assigned } e^-$

طلم سترجه
الدكتور

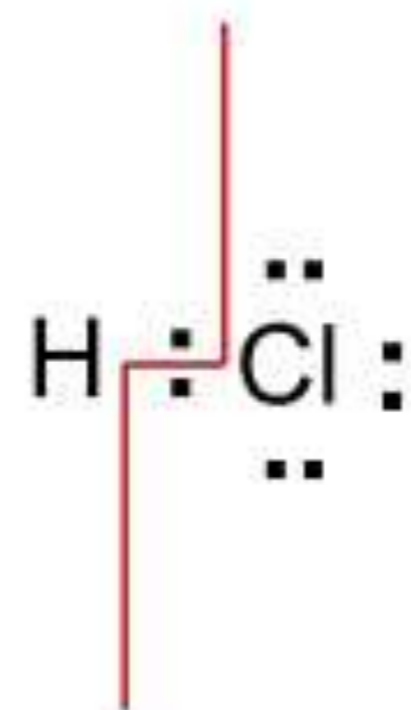
Lewis Structures (cont'd)

Formal charges (cont'd)

Note: oxidation states can be calculated the same way but assign both e^- of a bond to the more EN atom (this is a heterolytic bond cleavage)



Oxidation
State



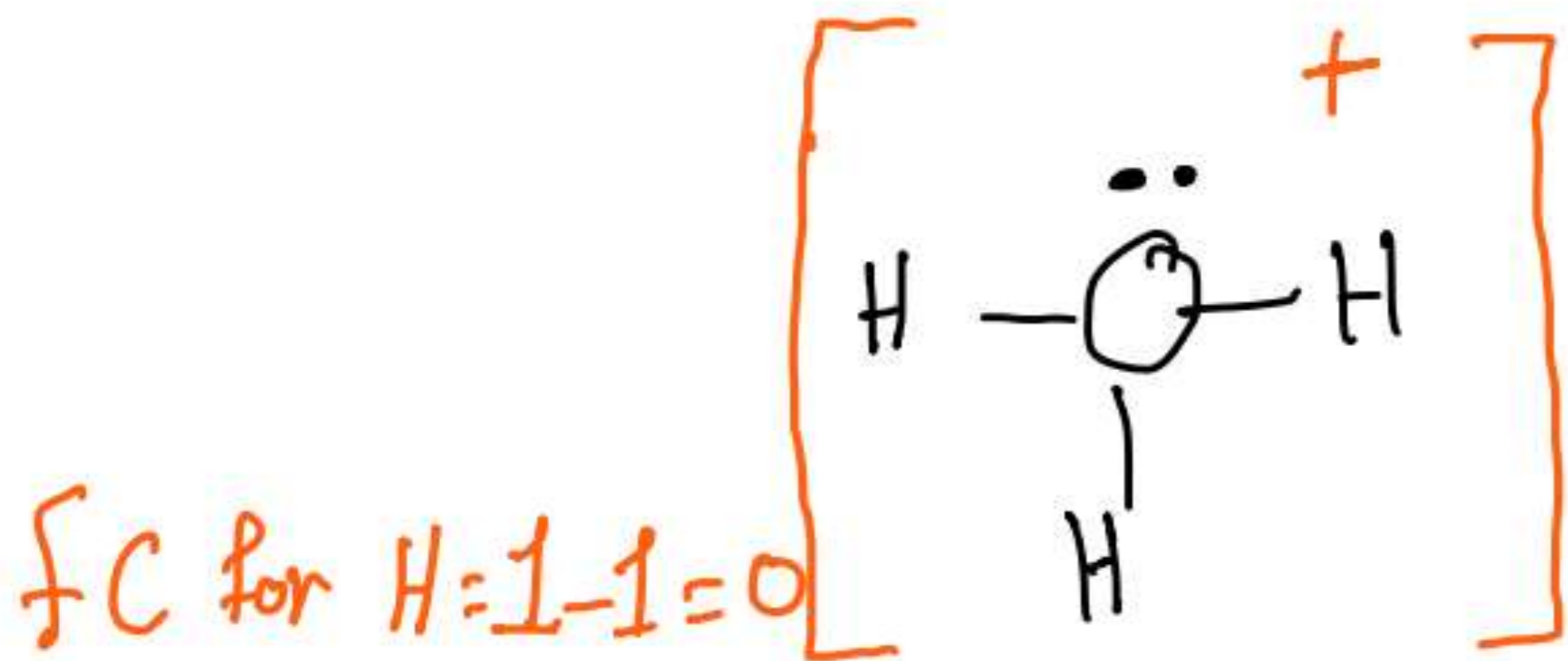
Formal
Charge

مراجعة
وشرح

Example 1: H_3O^+

$$VE = 3(1) + 6 - 1 = 8e^-$$

The central atom is O



$$FC \text{ for } O = 6 - 5 = 1$$

$$FC + FC = 0 + 1 = \boxed{+1}$$

شحنة المركب

الهيكل الإلكتروني للمركب
المركب الإلكتروني
من نقطة النظر

$$8 - 6 = 2e^-$$

نضع الإلكترونين على
الذرة المركزية O
لأنها لا تملك إلكترونين
لا ستوجد إلكترونات $2e^-$

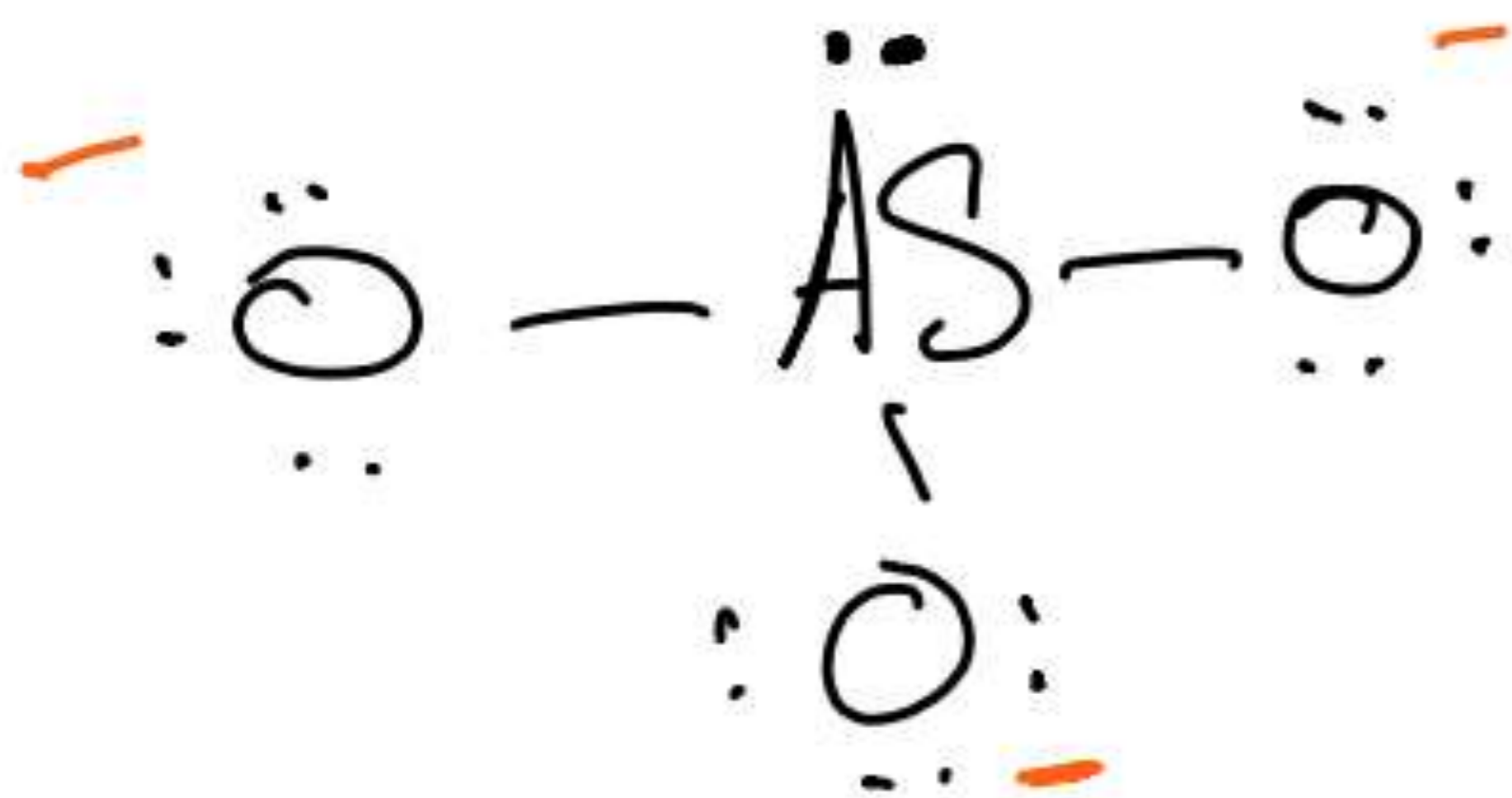


مجموع $\text{VE} = 5 + 3(6) + 3$

السحنة السالبة تعني أننا نحتاج المركب
 اكتساب $3e^-$.

$\Sigma \text{VE} = 26e^-$

$26 - 6 = 20$



FC لذرة O واحدة

FC for O = $6 - 7 = -1$

لكن المركب يتكون على ثلاث ذرات O

FC for As = $5 - 5 = 0$

$3(-1)$

$-3 + 0 = -3$

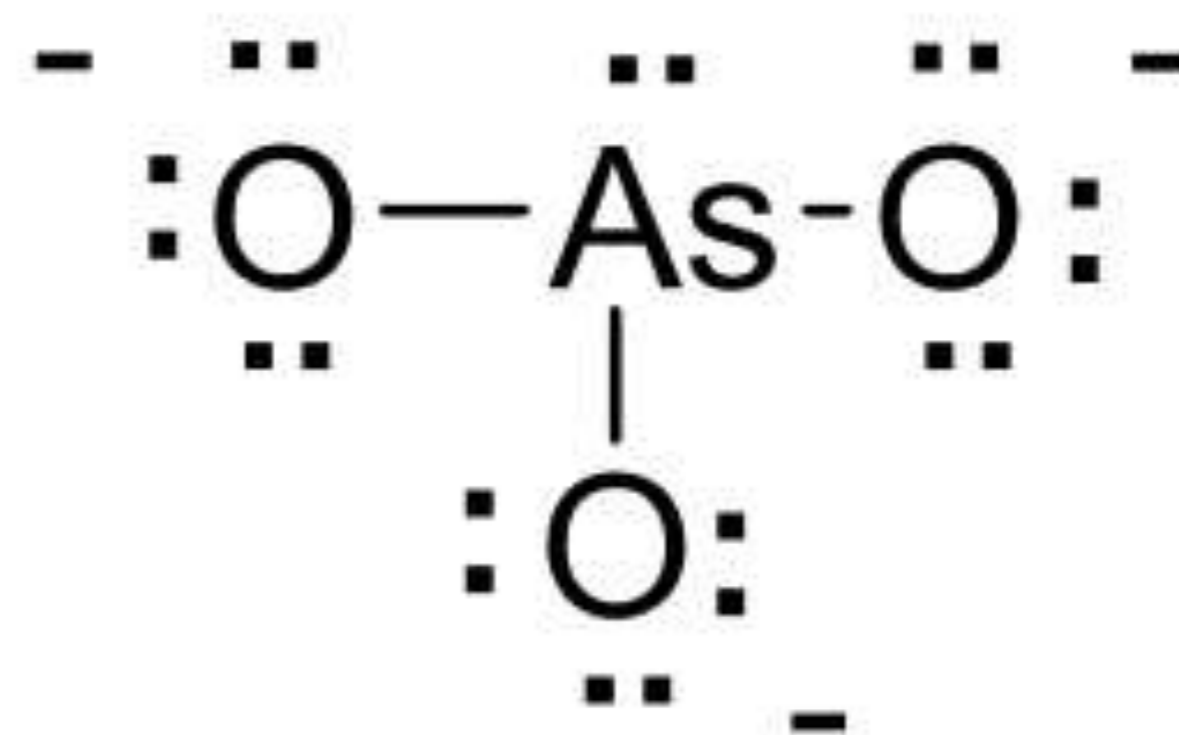
وهذه هي شحنة المركب كامل

$= -3$

Lewis Structures (cont'd)

Example 2: AsO_3^{3-}

- 1) # e^- : $5 + 3(6) + 3 = 26$
- 2) form 3 single bonds
- 3) 20 e^- remain
- 4) O needs 6, As needs 2
- 5) All octets
- 6) Formal charges

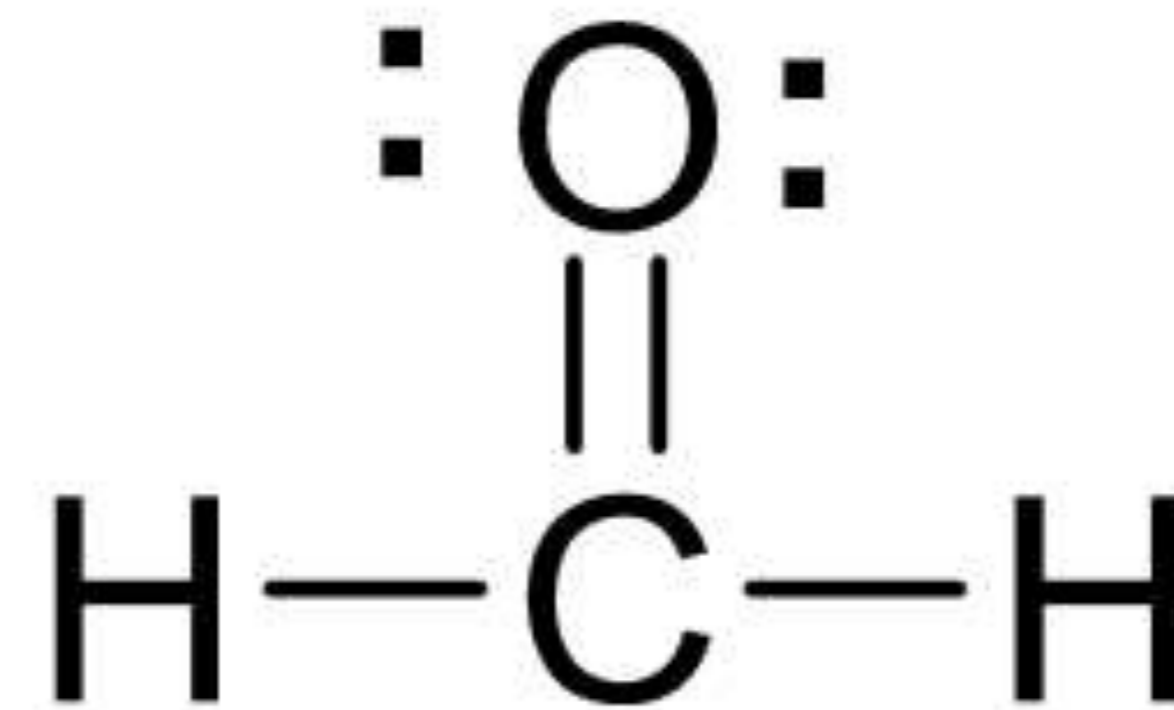


تم شرحه ✓

Lewis Structures (cont'd)

Example 3: CH₂O

- 1) # e⁻: 4 + 2(1) + 6 = 12
- 2) try 3 single bonds
- 3) 6 e⁻ remain
- 4) O 6 but C?
- 5) Form a double bond
- 6) Both O & C octets
- 7) Formal charges



$$\text{Formal charge} = \frac{\text{\# of valence electrons in unbonded atom}}{\text{}} - \left(\begin{array}{l} \text{all} \\ \text{unshared} \\ \text{electrons} \end{array} + \begin{array}{l} \text{one-half} \\ \text{of all shared} \\ \text{electrons} \end{array} \right)$$

Lewis Structures (cont'd)

Example 4: CO

- 1) # e⁻: 4 + 6 = 10
- 2) try 1 single bond
- 3) 8 e⁻ remain
- 4) C needs 6 as does O short 4 e⁻
- 5) Share 4 more e⁻ - triple bond
- 6) Octets
- 7) Formal charges

-1 +1



$$\text{Formal charge} = \frac{\text{\# of valence electrons in unbonded atom}}{\text{\# of valence electrons in unbonded atom}} - \left(\begin{array}{l} \text{all} \\ \text{unshared} \\ \text{electrons} \end{array} + \begin{array}{l} \text{one-half} \\ \text{of all shared} \\ \text{electrons} \end{array} \right)$$

Formal Charge

- **Formal charge**: the charge on an atom in a molecule or polyatomic ion.
 - Write a Lewis structure for the molecule or ion.

$$\text{Formal charge} = \frac{\text{\# of valence electrons in unbonded atom}}{\text{all unshared electrons} + \frac{\text{one-half of all shared electrons}}$$

Resonance

There are molecules (or ions) for which more than one correct Lewis structure can be drawn, these equivalent Lewis structures are resonance structures.

The assumption in these diagrams is that the atom positions do not change, we are only allowed to change the distribution of e^- , i.e. the bonds and lone pairs.

Lewis structures do not always explain properties of molecules. Resonance theory is a second layered approach.

مواقع
الذرات
نفسها
في جميع
ال

Resonance

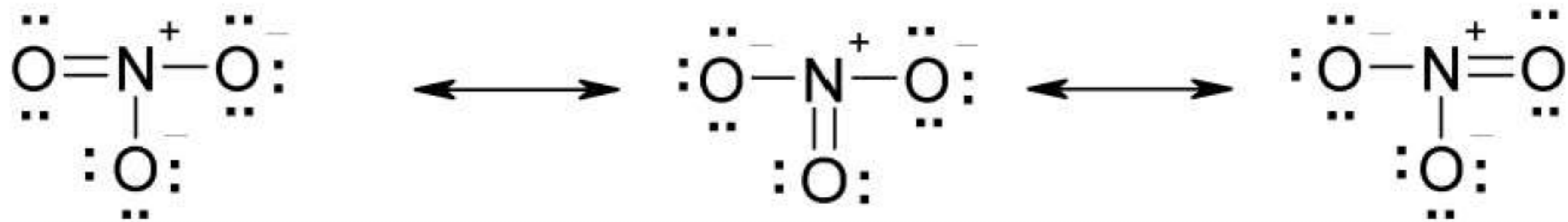
Structures

يُسمح بتغيير فقط توزيع الإلكترونات

Resonance (cont'd)

Example 1: NO_3^- (cont'd)

Depending on your choice of the double bond to oxygen, there are three possible structures differing in the location of the double bond and charges on the oxygen.

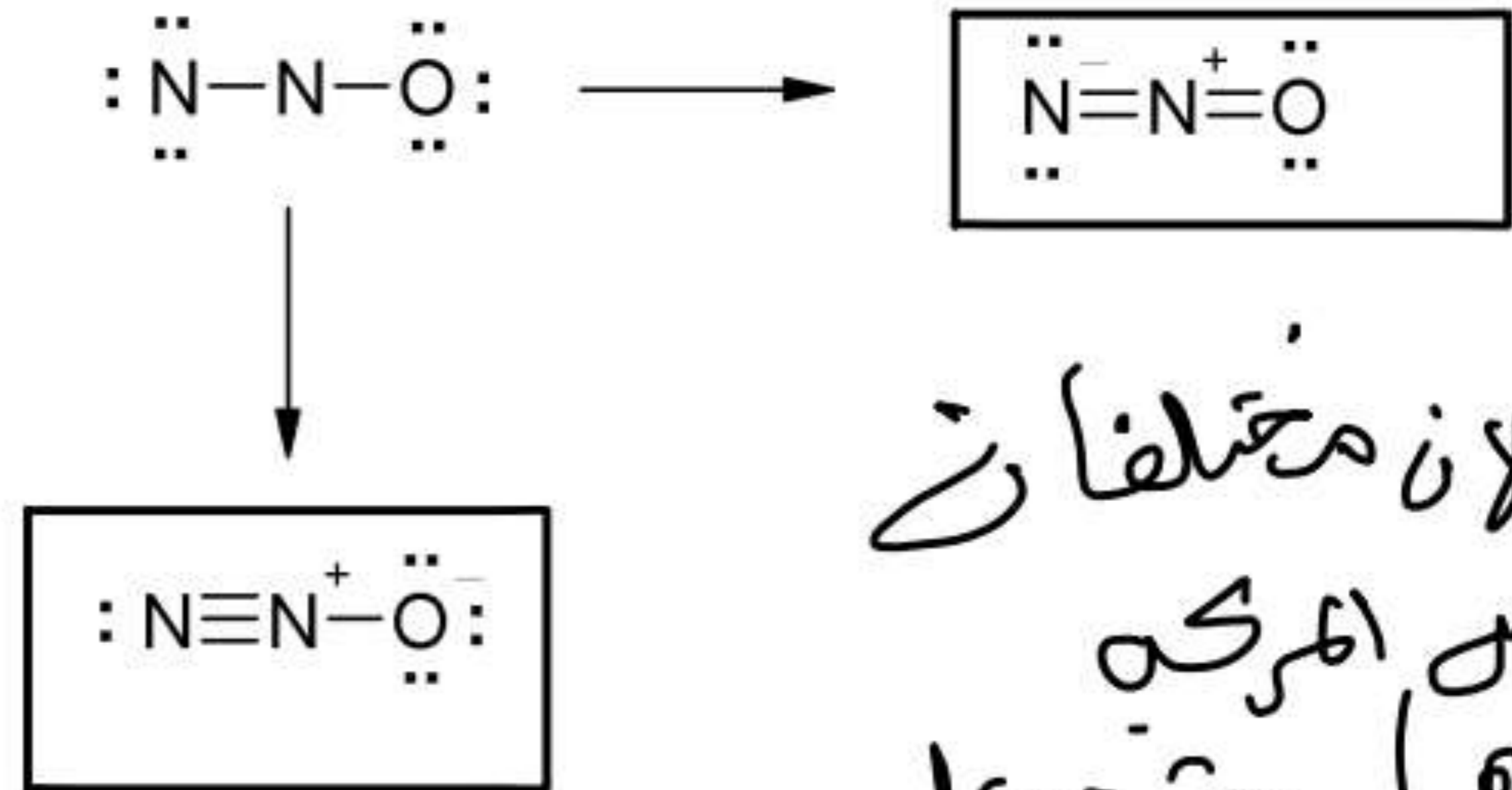


لا حظ هنا كيف ان double bond يكون بين الازرة المركزية وواحدة من
الأكسجين فنحولها، وتسمى ^{Dond} ^{تعتبر} equivalent lewis structures

Resonance (cont'd)

Example 2: N₂O

- 1) # e⁻: 2(5) + 6 = 16
- 2) try 2 single bonds
- 3) 12 e⁻ remain
- 4) 16 e⁻ for octets – 4 short
- 5) Options – 2 double bonds, 1 triple & 1 single
- 6) Octets
- 7) Formal charges
- 8) Which is better and why?



شکلان مختلفان
لنفس المركب
احداهما يحتوي على
رابعة ثلاثية
والآخر على رابعتين ثنائيتين



Organic chemistry

Lec: 3

Done by: Yasser Yaghi

نحدثنا في المحاضرات الماضية عن صوفج لو يس و في هذه المصا ليرة سنأخذ كفا ذجبا أكثر تطورا وذلك بسبب أوجه عجز وفهم لو يس.

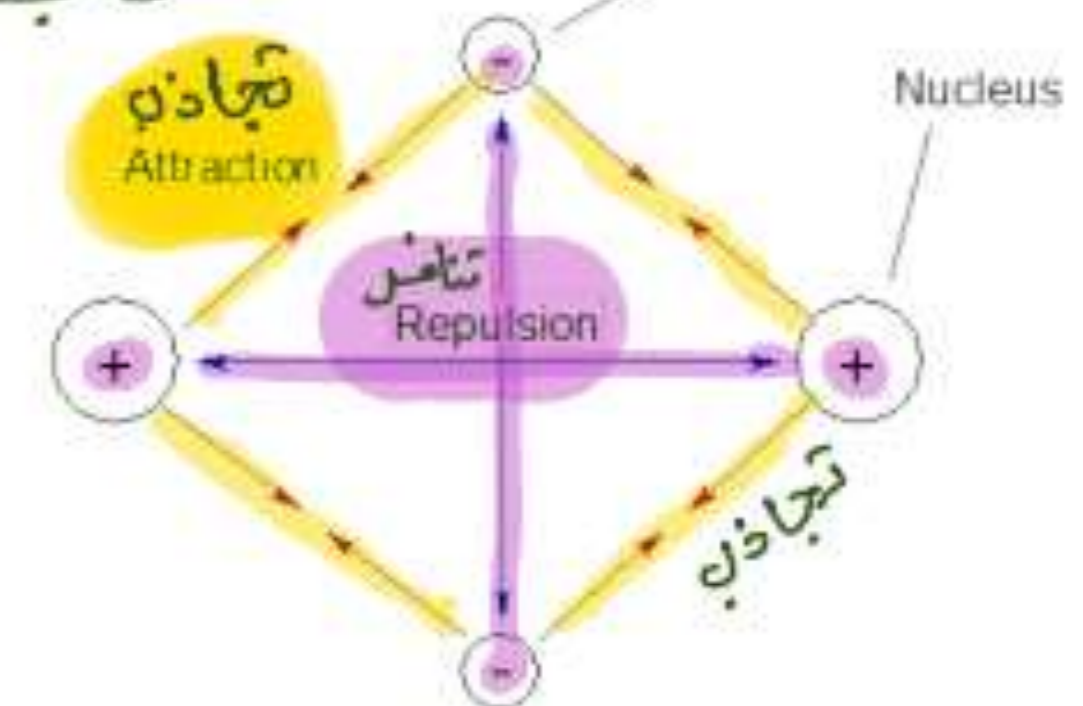
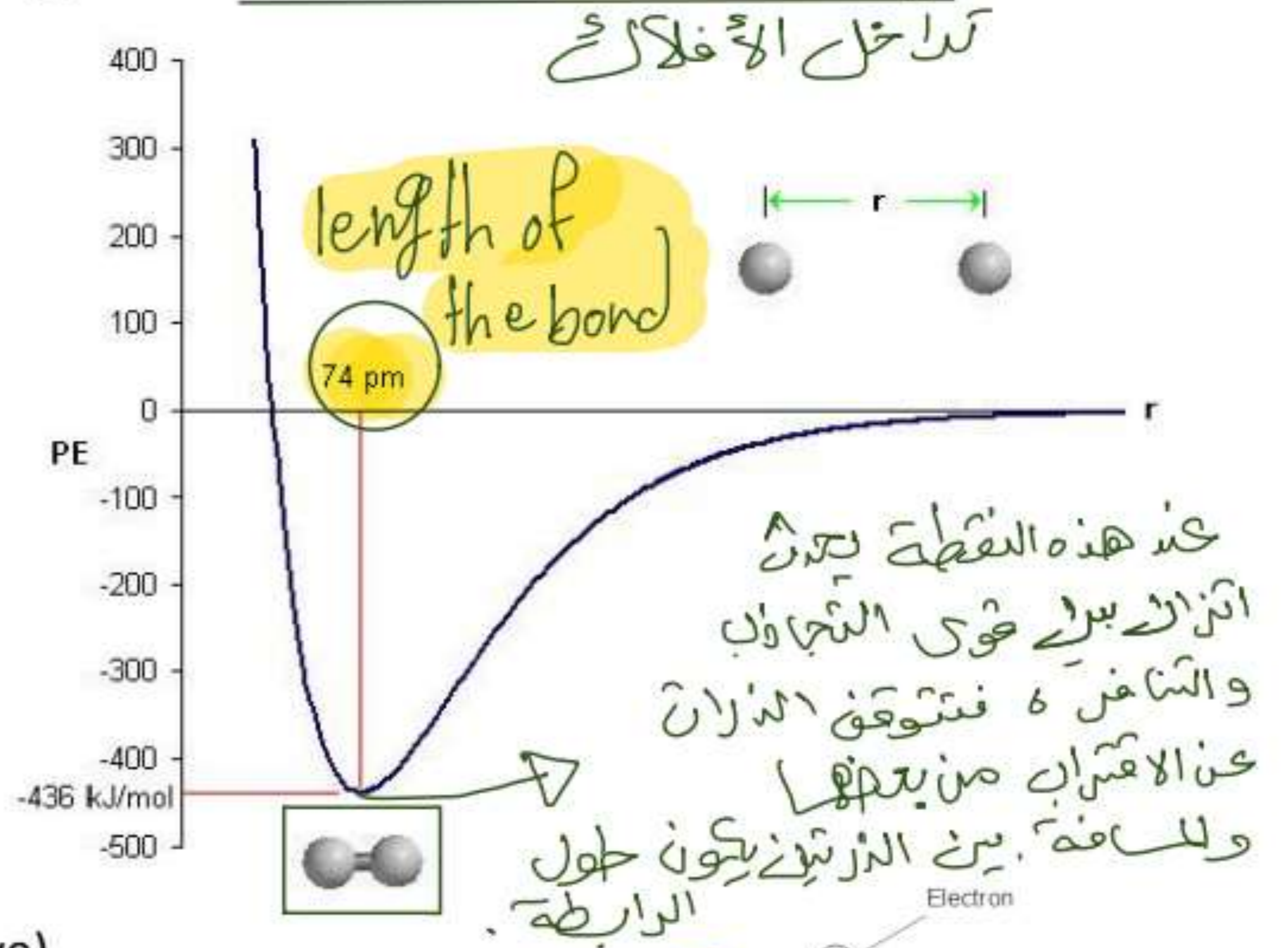
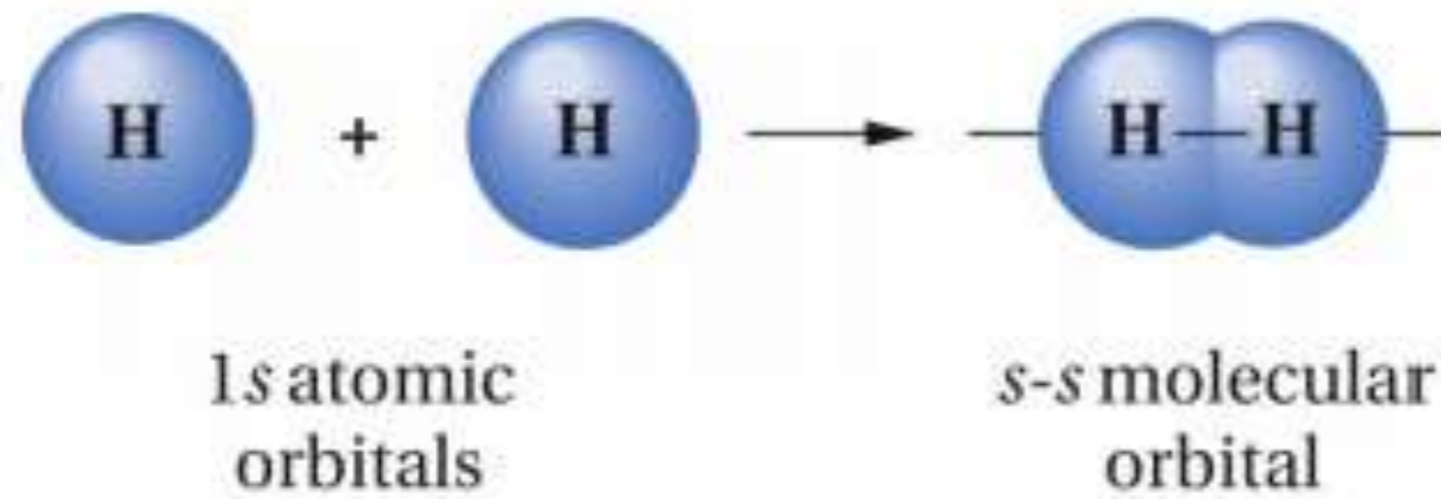
Covalent Bonding & Orbital Overlap

تتميز رواط
سيجما
بمنطقة
عالية
الكثافة من
الالكترونات
على امتداد
المحور
الواصل بين
نواتي
الذرتين

Sigma (σ) bonds: are characterized by a region of high e^- density along the internuclear axis.

Bond is attraction of e^- - nuclei & repulsion of nuclei.

Result is Morse Potential Energy curve (above)



Covalent Bonding & Orbital Overlap (cont'd)

تكتفد قوة الرابطة على:

The strength of a bond depends on:

1) the degree of orbital overlap and

درجة تداخل الأفلانك

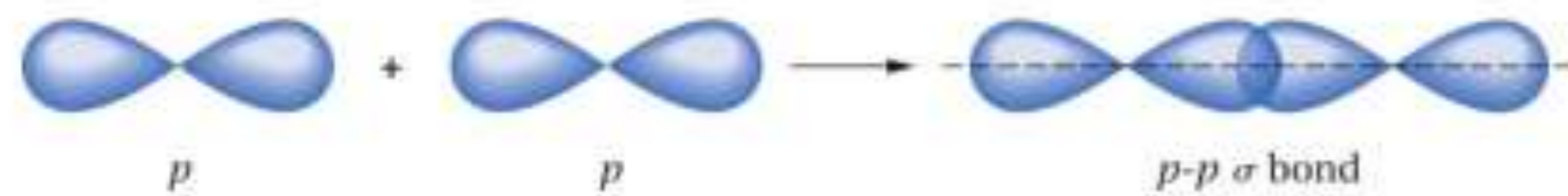
2) the relative energies of the atomic orbitals which form the bond.

الطاقات النسبية للأفلانك الذرية المتداخلة لتشكل الرابطة.

Sigma (σ) bonds can be formed by the overlap of: 2 "s" orbitals, an "s" and "p" (end on), 2 "p" (end on), an "s" and a hybrid, or 2 hybrid orbitals.

Note: sigma bonds are head to head overlap

رأس لرأس

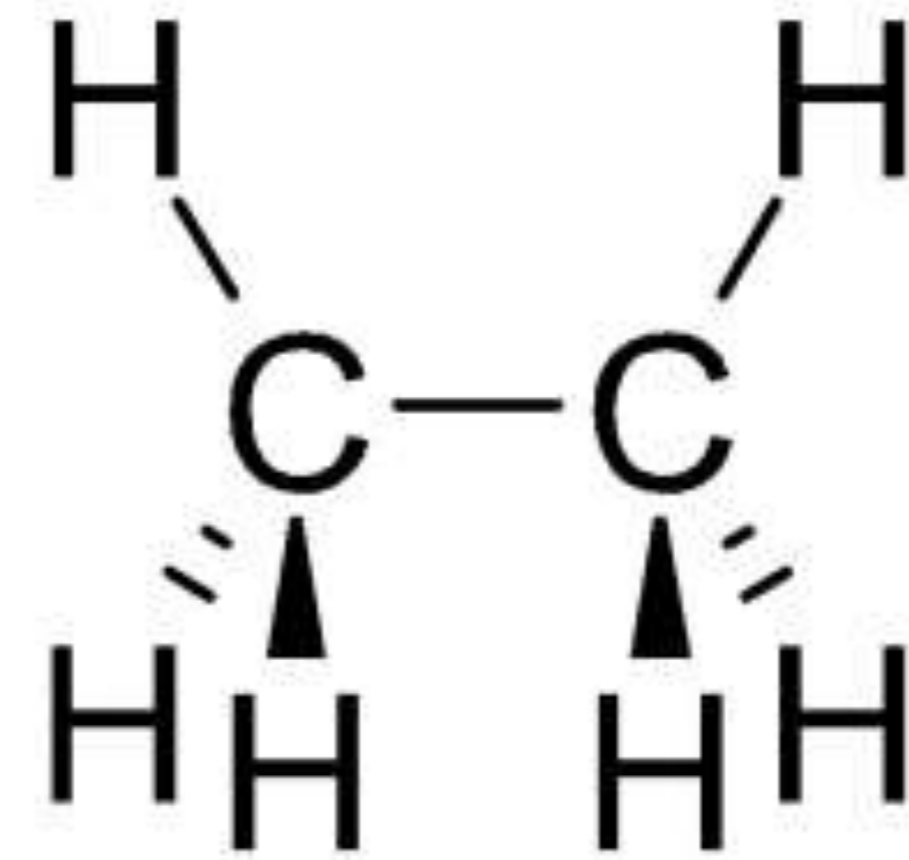
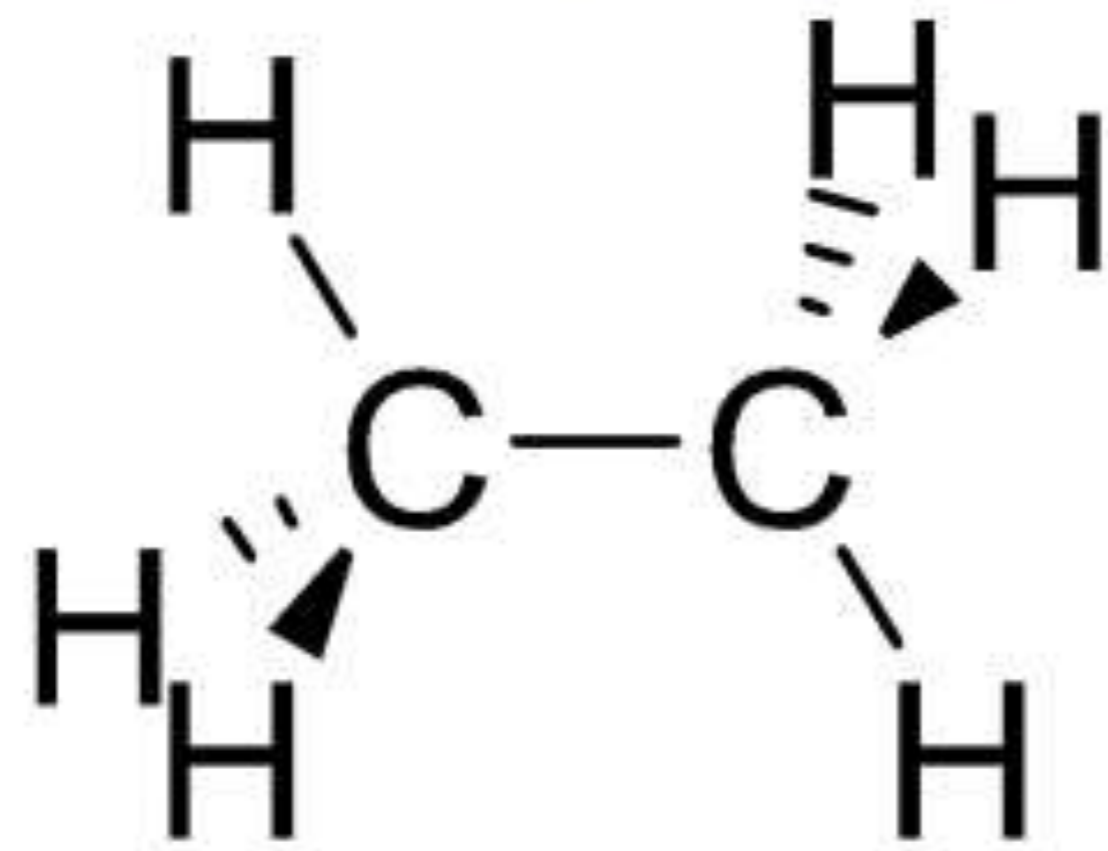


hybrid orbitals

Covalent Bonding & Orbital Overlap (cont'd)

Because the e^- density is symmetric ^{متماثلة} about the internuclear axis groups can rotate about the bond without breaking it.

من دون كسر الرابطة

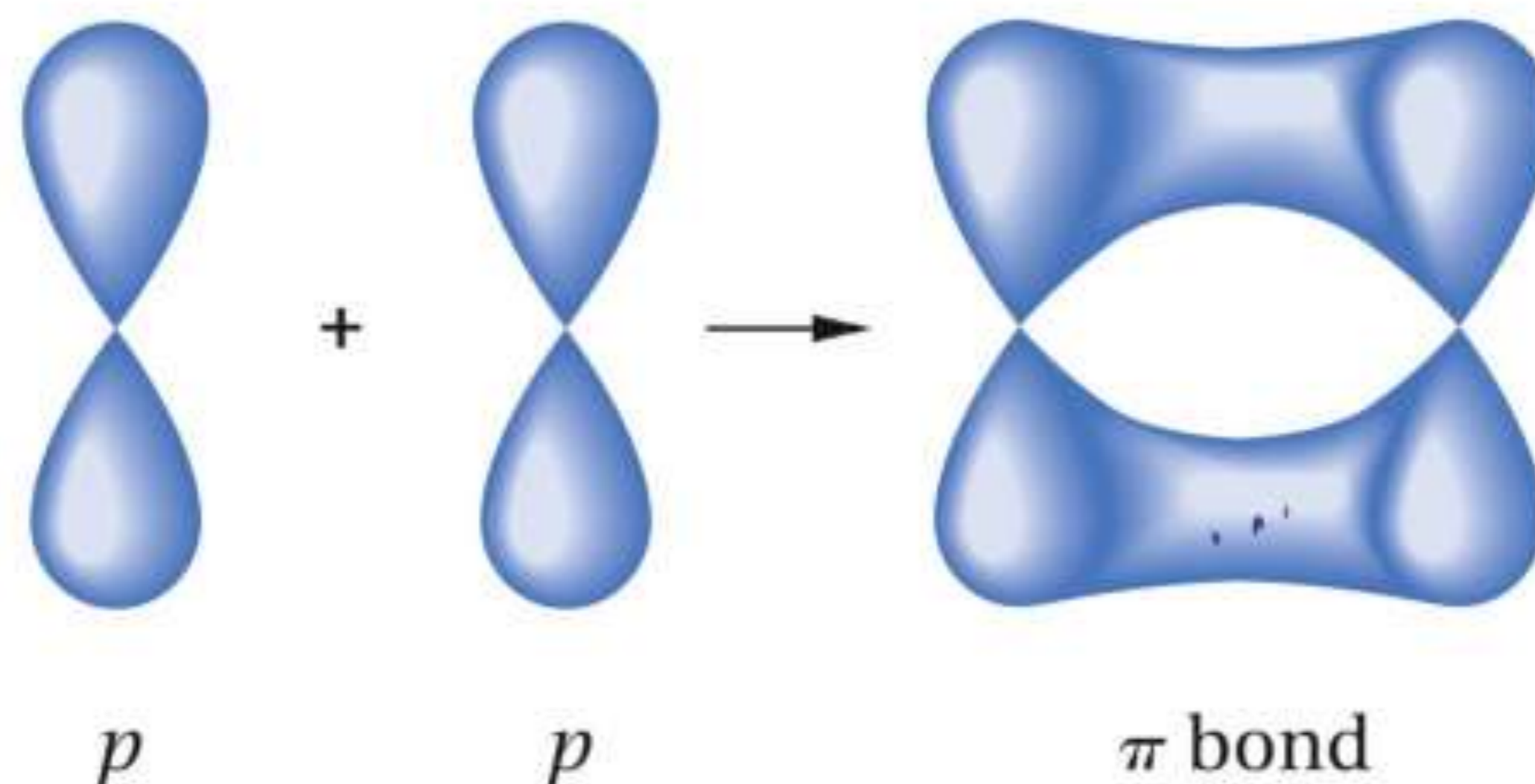


* الرابطة كما سيُجاء لتسطيح أن يعمل
وفي الحقيقة حركة الدوران هذه سهلة ولا تحتاج طاقة عالية ودرجة حرارة منخفضة كافية
وهي حركة مستمرة
free rotation حول نفسها دون أن
تتكسر الرابطة عند كونه

Covalent Bonding & Orbital Overlap (cont'd)

There is one other type of bond, a **pi (π) bond**. In contrast to a sigma bond the e^- density in a pi bond is not located on the internuclear axis, but rather on either “side” of it. **Note :pi bond is side to side overlap**

π bonds are formed by the side to side overlap of 2 “p” orbitals



Covalent Bonding & Orbital Overlap (cont'd)

ثابتة / غير قابل للدوران

The molecule is **rigid** as a result of the required side to side overlap of a π bond. Rotation about the C-C bond **by 90° breaks the π bond.**

يُتطلب طاقته

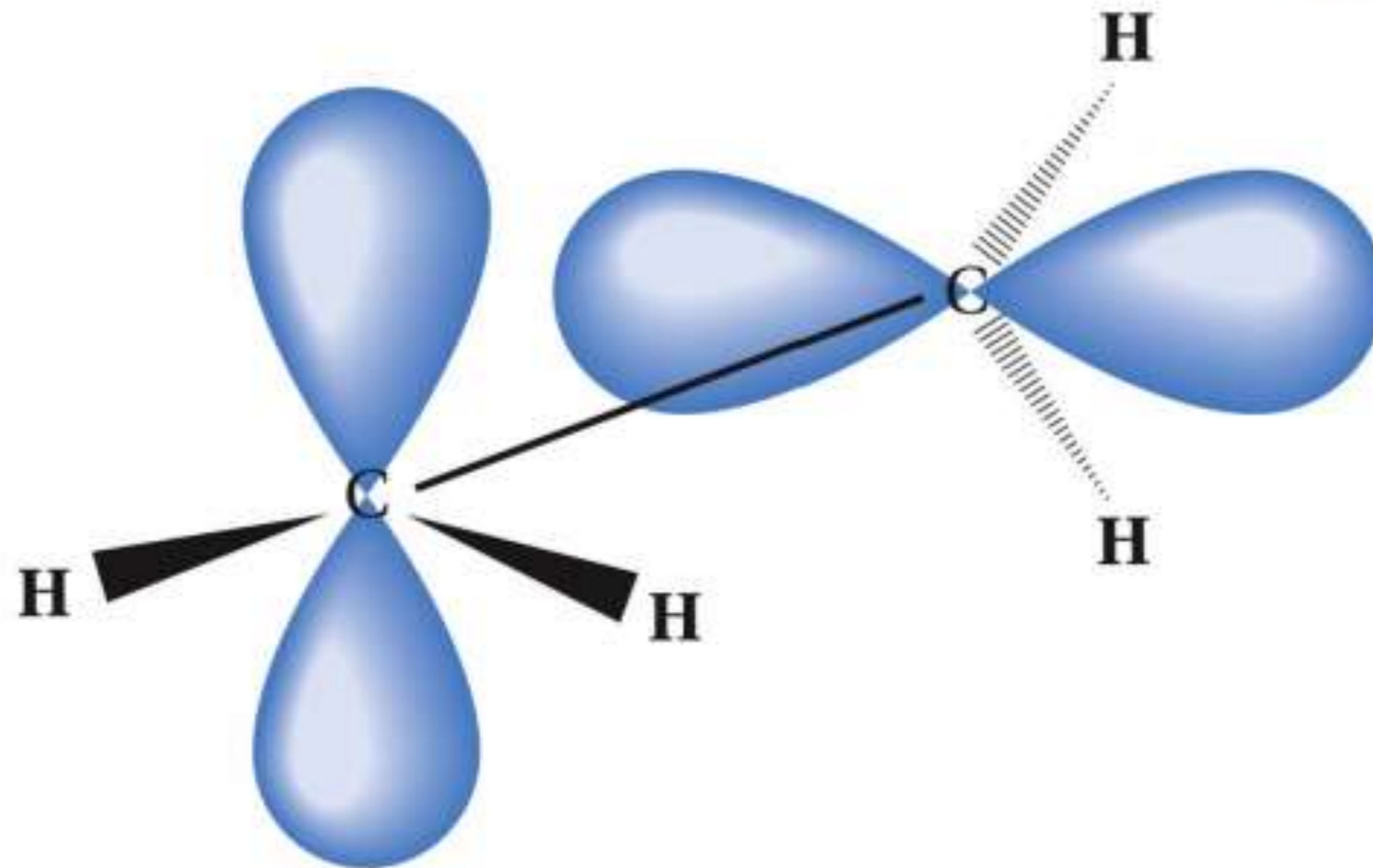
لعمل rotation

كما يتطلب

تغيير

الروابط π .

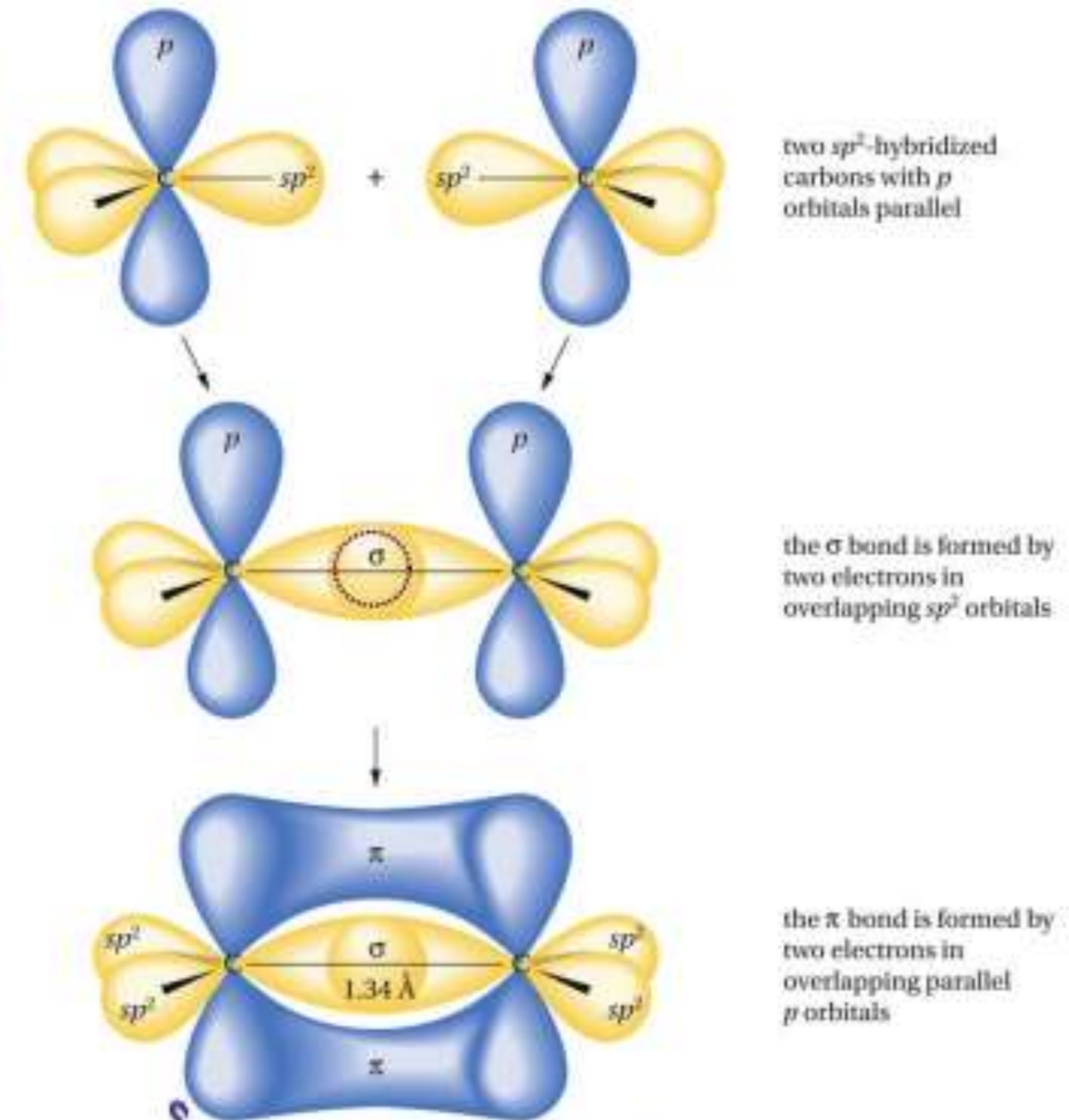
free rotation
 σ
rigid
 π



Covalent Bonding & Orbital Overlap (cont'd)

The side to side overlap in π bonds is less efficient than for σ bonds \therefore π bonds are weaker than σ bonds.

For π bonds to exist there must be a second bond (σ) resulting in a double bond. In the case of two π bonds, a triple bond results. The "first" bond of a multiple bond is always a σ bond.



الرابطه π لا تتشكّل بمفردها، تتوفر رابطته σ أولاً ثم
 تتشكل الرابطه π حينها تتشكل الرابطه الثانيه
 وعند تتشكل رابطتي π باي حاله تكون σ الاولى عايشكل
 الرابطه الثلاثيه

Bonding Theories

Any theory of bonding needs to explain why & how bonds form, and the resulting observed molecular geometries.

سناخذ فقط

There are two basic theories **Valence Bond** and **Molecular Orbital** (MO) theory. Both use the idea of orbital overlap to create bonds. The main difference is when orbitals are allowed to merge.

نظريّة رابطة التكافؤ

Valence Bond Theory

Bonds are created by orbital overlap to produce σ or π bonds.

To explain many **observed molecular geometries**, pure "s" and "p" atomic orbitals are combined to produce a set of "hybrid" orbitals on atoms. These **hybrid orbitals** then form bonds between atoms producing the correct geometry.

لتفسير الأشكال الفراغية لبعض
المركبات كـ تفسير زاوية مثلاً في أمركين ينبغي دراسة تفصيلية
الأغلاية . لأنّ الأغلاية المهجنة تفسر تلك الخصائص.

التعجيل

تكون من فلان واحد $S \rightarrow$..

تكون من 3 أفلاك $P \rightarrow$



تعريف عملية التعجيل:

الذمماج أفلاك مسوى التكافؤ في الذرة نفسها لينتج
منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل
والطاقة يسمى الأفلاك المهجنة.

التعجيل ثلاثة أنواع
 sp
 sp^2
 sp^3

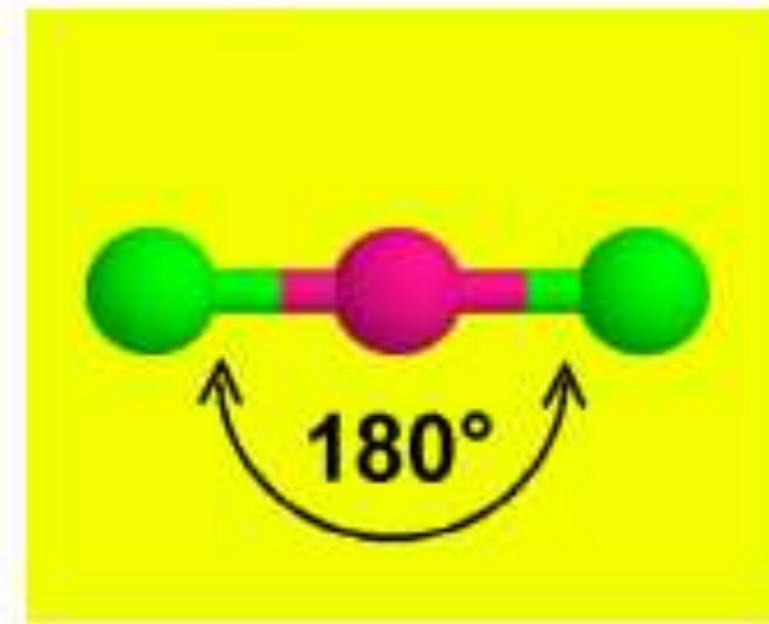
إذا اندمج فلاح مع فلاح من P خاير نوع التهجين يكون SP
وينتج عنه فلاكين مهجنيين.

إذا اندمج فلاح S مع فلاكين من P فان نوع
التهجين SP^2 وينتج 3 اقلان مهجنية.

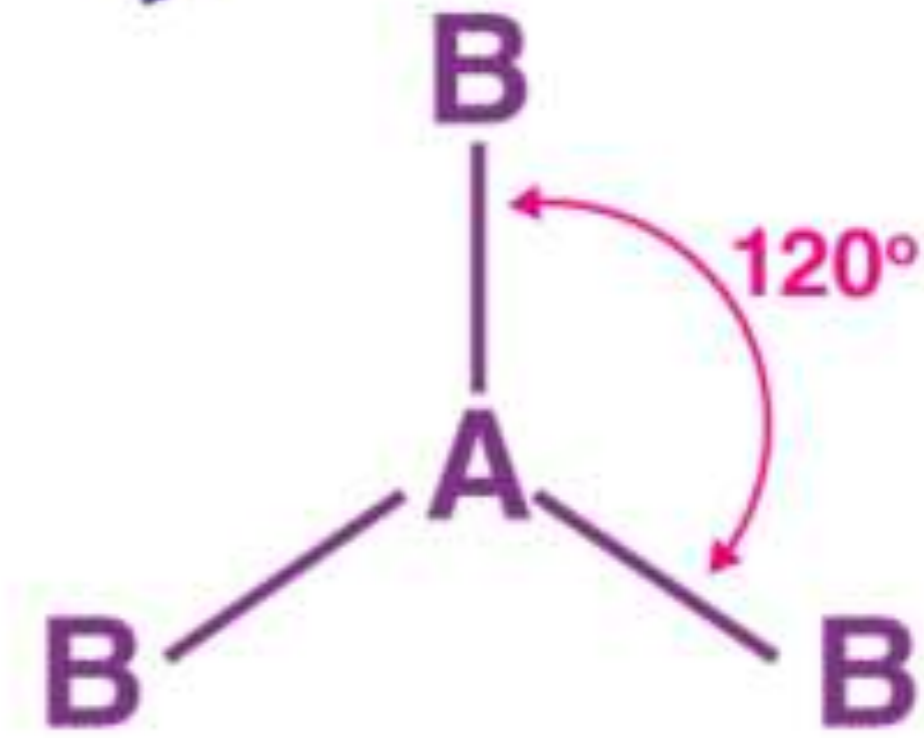
إذا اندمج فلاح S مع ثلاثة اقلان P فان نوع
نوع التهجين SP^3 وينتج 4 اقلان مهجنية.

* ولما نعلم أنّ الجزيئات لكي تكون مستقرة ينبغي أن تكون
أزواج الإلكترونات أبعد ما يكون عن بعضها لكي يكون
التنافر بينها أقل ما يمكن.

لذلك عندما يكون نوع التجهين هو يكون شكل
الروابط (دائري) ← (Linear) خطي، الزاوية بين زوجي
تكون 180°



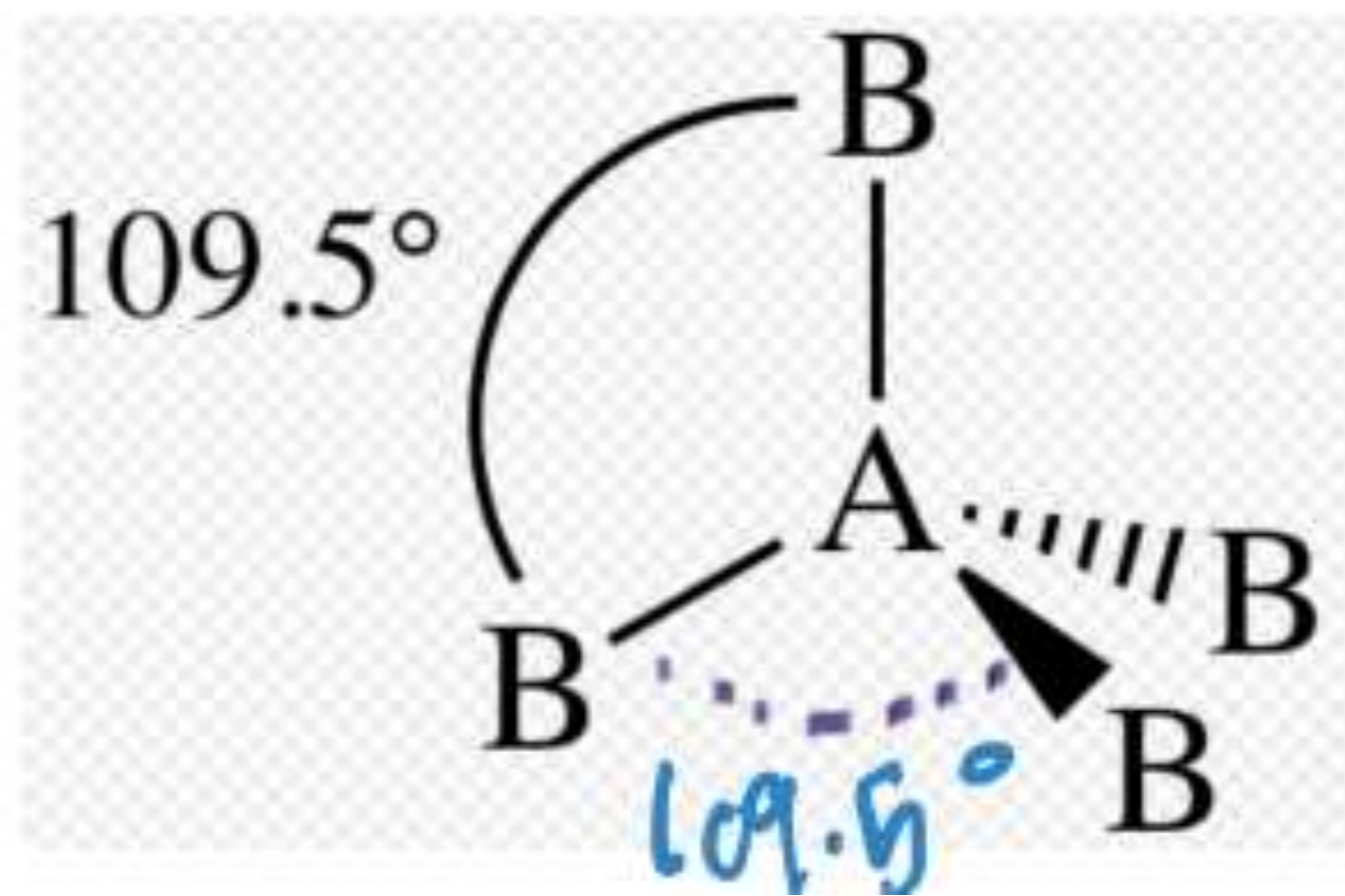
* الشكل الفراغي الناتج عن نوع التهجين sp^2 يكون
 مثلث مستوي وقياس الزاوية 120° [trigonal planar]



* عندما يكون نوع التهجين sp^3 يكون الشكل الناتج
 رباعي الأوجه منتظم / رباعي السطوح [tetrahedral]

وقياس الزاوية

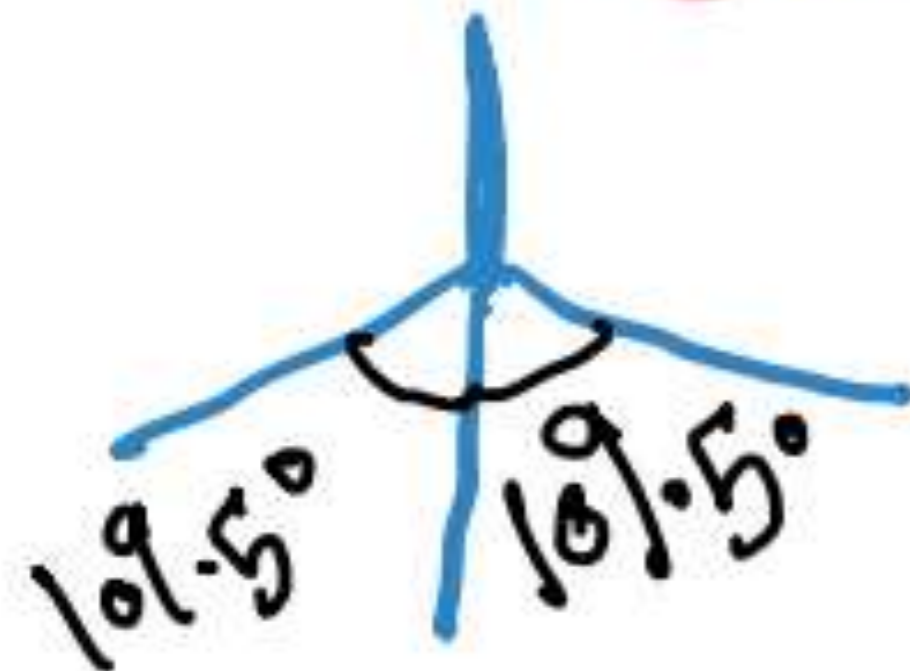
109.5°



Valence Bond Theory (cont'd)

Orbitals are combined in various portions to make equivalent hybrid orbitals, *i.e.*

<u>AOs</u> (#(s, p))	hybrid	orientation	
Atomic orbitals 1, 1	2 sp	خطي <u>linear</u>	180°
1, 2	3 sp ²	<u>trigonal planar</u>	مثلث مسطح 120°
1, 3	4 sp ³	<u>tetrahedral</u>	رباعي الأوجه منتظم



Valence Bond Theory (cont'd)

Note: for a given atom, all hybrid orbitals have the same energy.

الأفلاك الهجينة لها نفس الطاقة والشكل والطاقة
الطاقة، مثلاً sp فلان لهما نفس الشكل والطاقة

The total number hybrid orbitals equals the total number of AOs used to make them

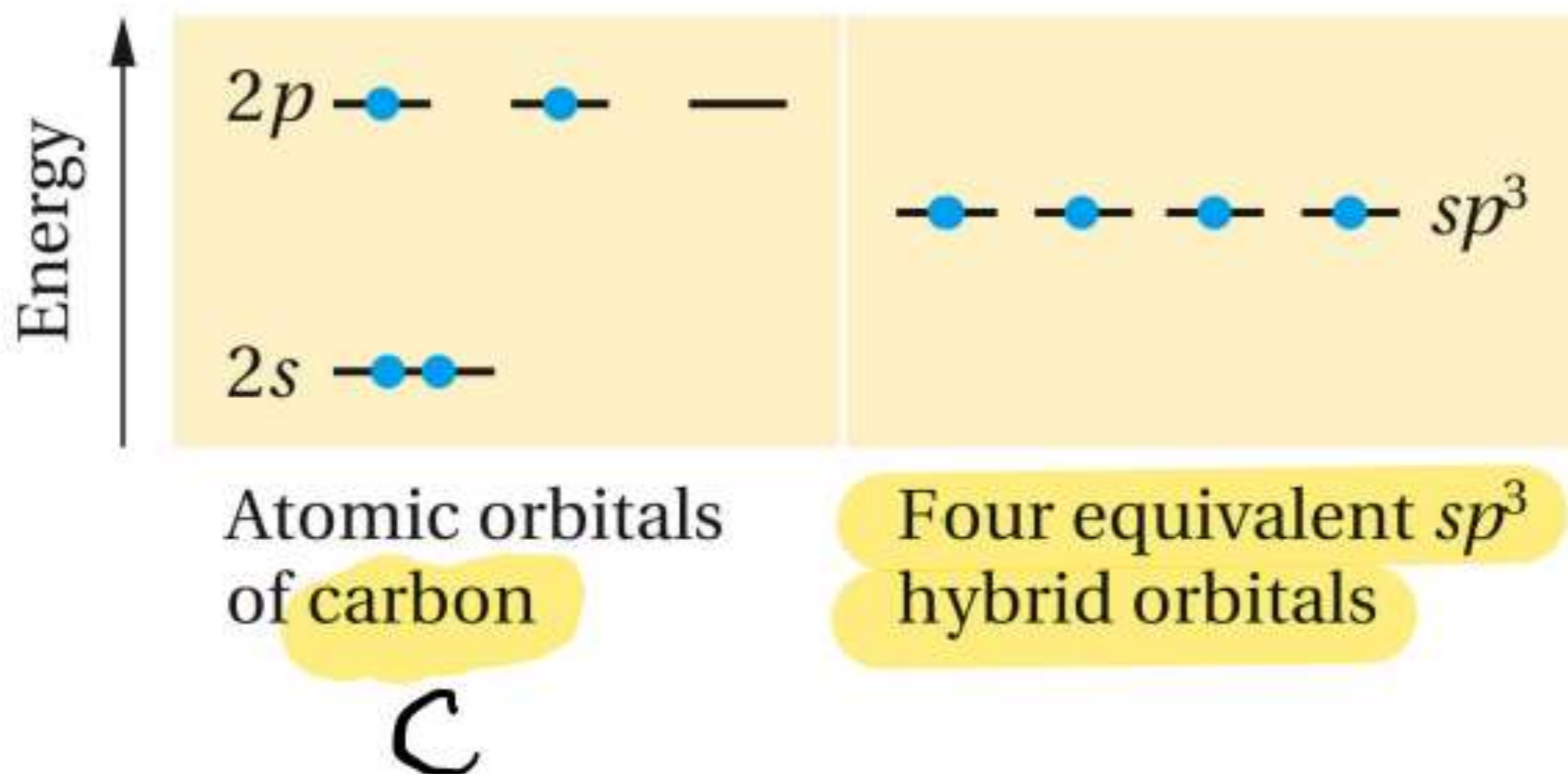
عدد الأفلاك الهجينة الناتجة = عدد الأفلاك الذرية المدمجة

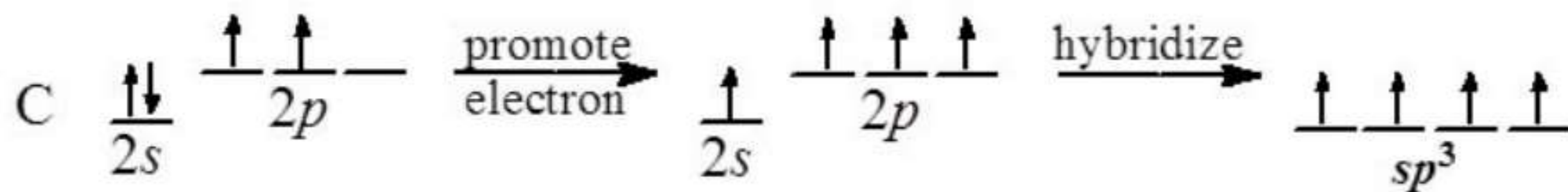
Unhybridized "p" orbitals can be used to form π bonds (or remain empty).

hybrid orbital can be used to form σ bonds.

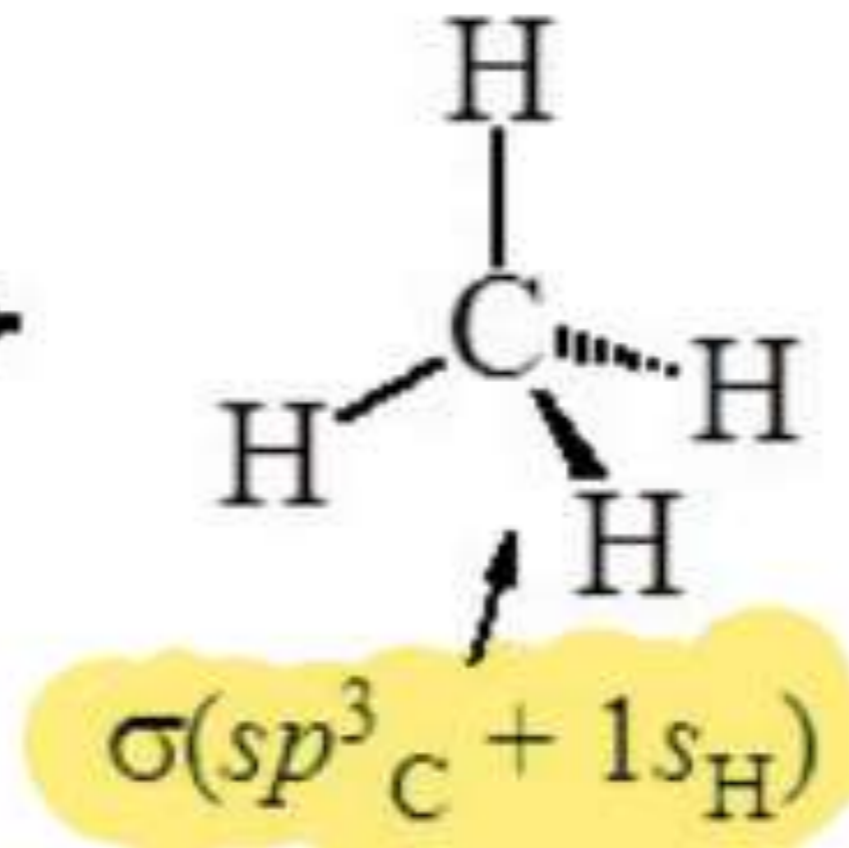
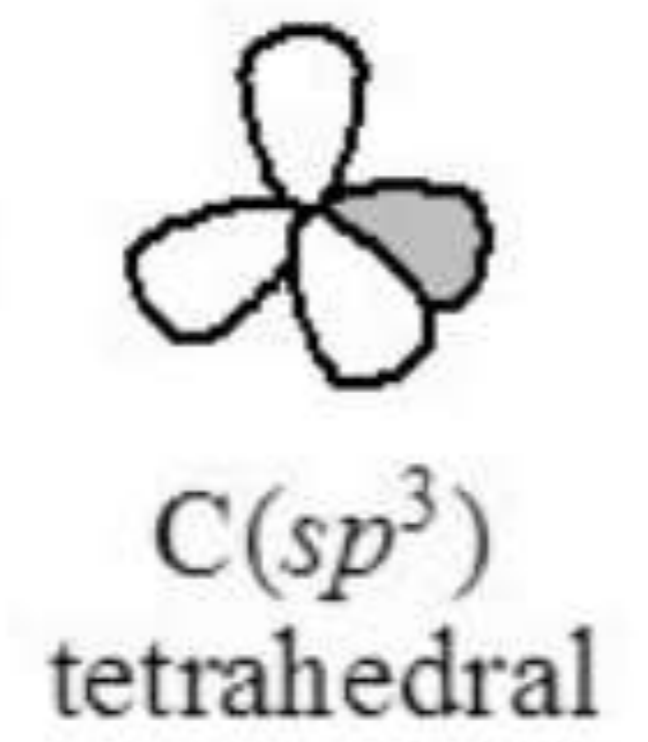
Valence Bond Theory: sp^3

sp^3 hybridization produces 4 equivalent hybrid orbitals in a tetrahedral geometry. The orbitals all have the same energy, i.e. see the figure below.





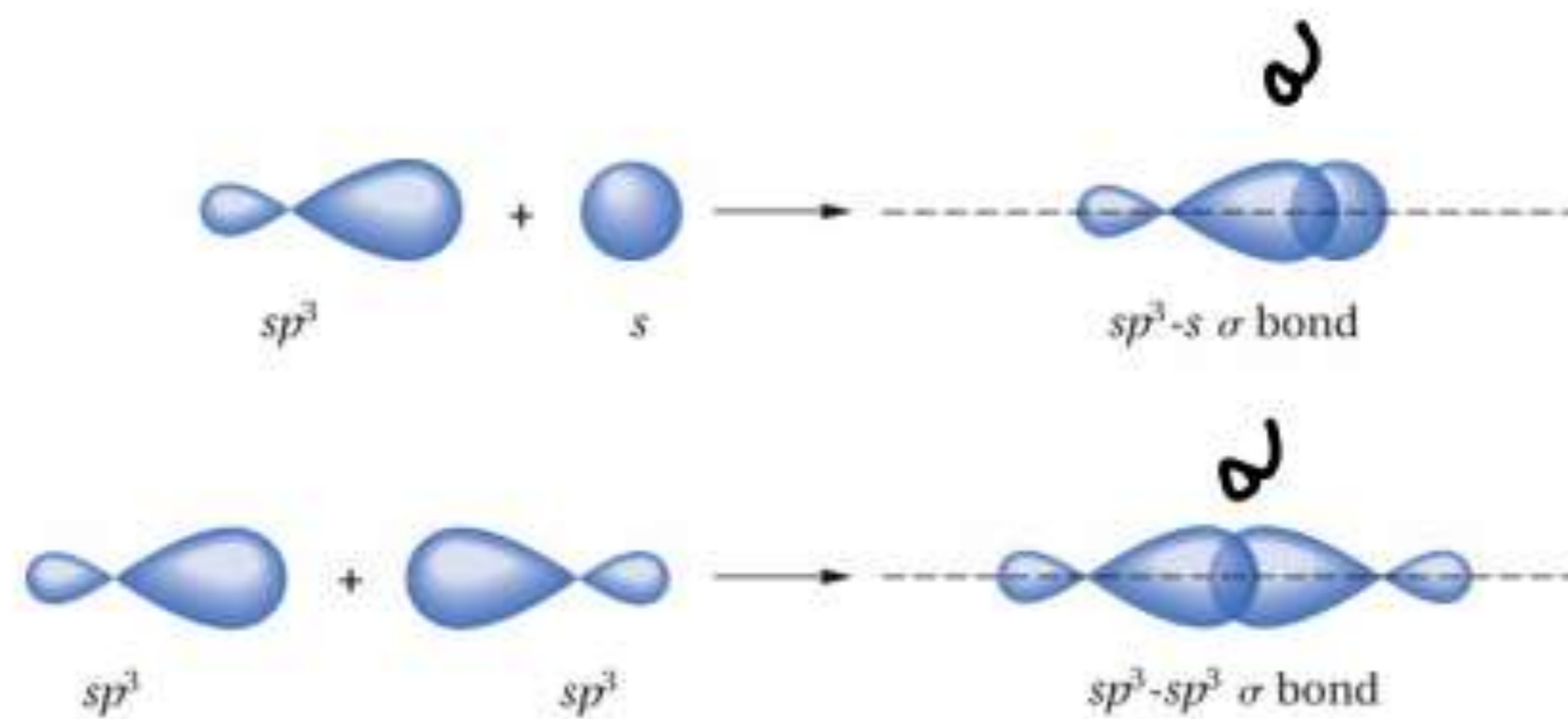
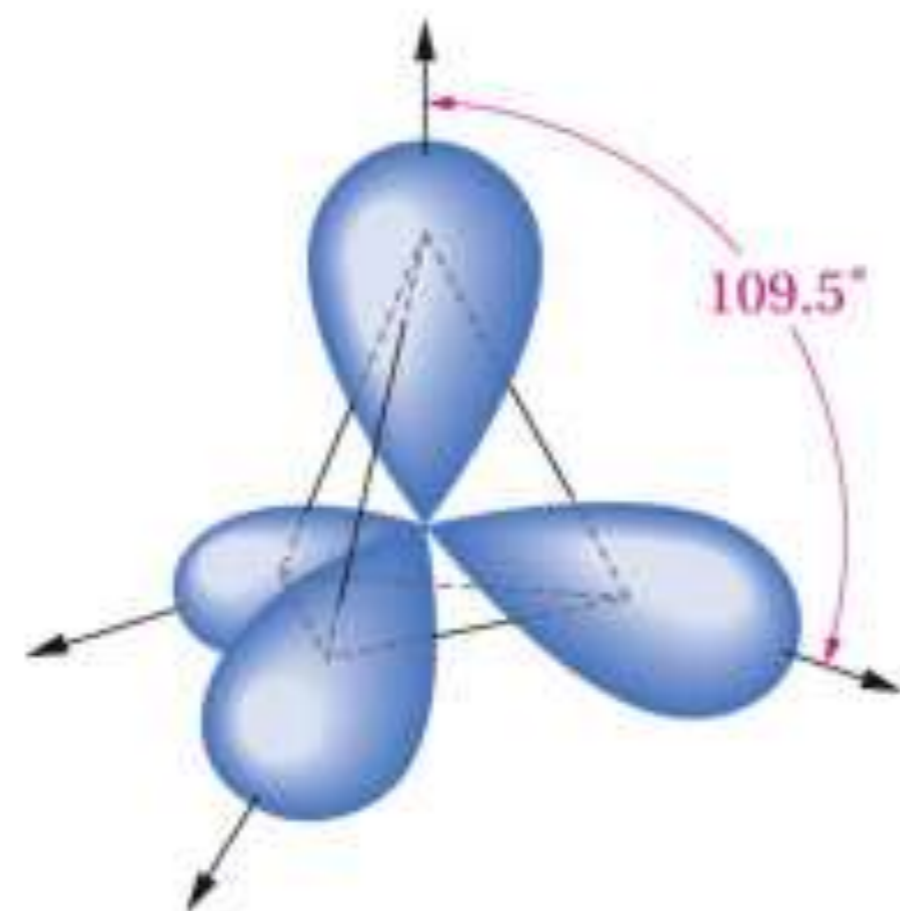
sp^3 hybrid a.o.s:



Valence Bond Theory: sp^3

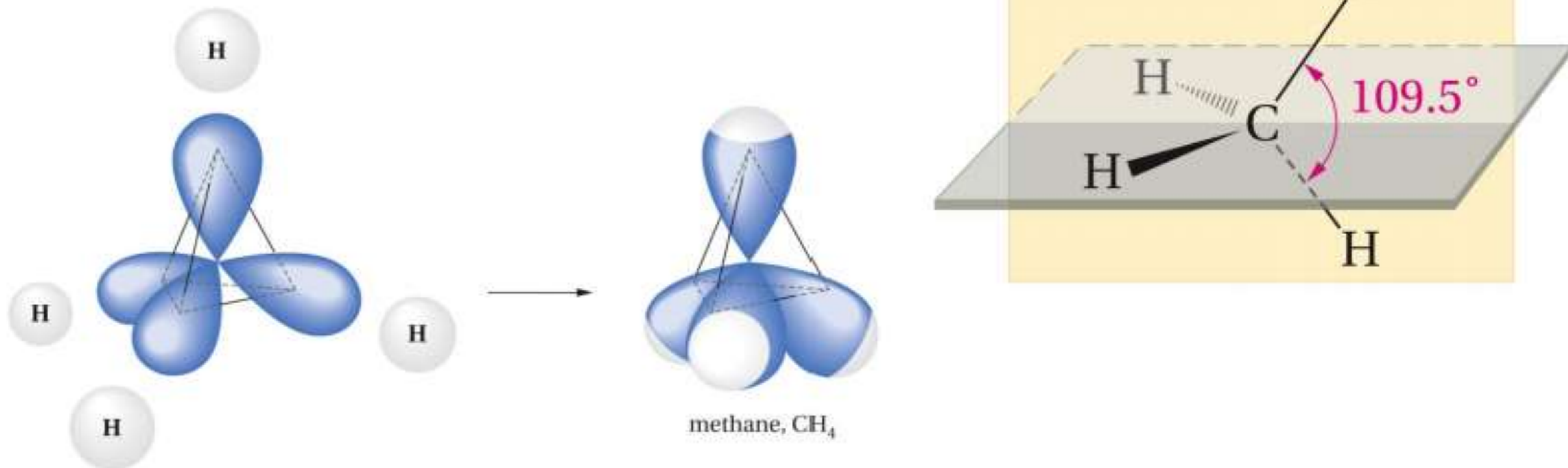
8

The hybrid orbitals have two lobes similar to a “p” type orbital, but one is much larger than the other. The larger one is where the bonds will form, i.e. see the images below. The four hybrid orbitals will have a tetrahedral geometry.



Valence Bond Theory: sp^3

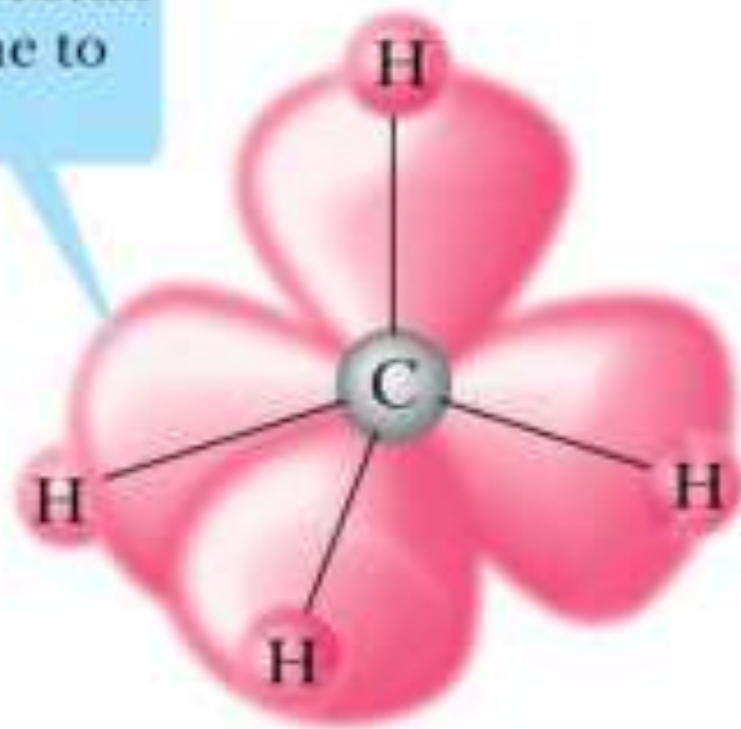
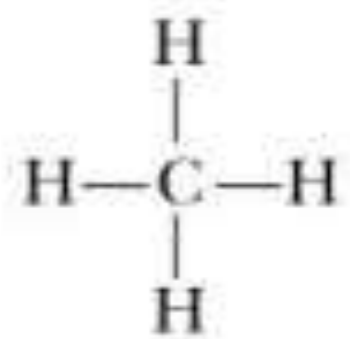
The hydrocarbons the C-H bond forms as the overlap between the C hybrid orbital and the H 1s, i.e. see the image below. The tetrahedral geometry results in bond angle of 109.5° .



sp^3 Hybrid Orbitals

– Figure 1.17 Orbital overlap picture of methane, ammonia, and water.

an sp^3 hybrid orbital from carbon and a $1s$ atomic orbital from hydrogen combine to form a σ bond

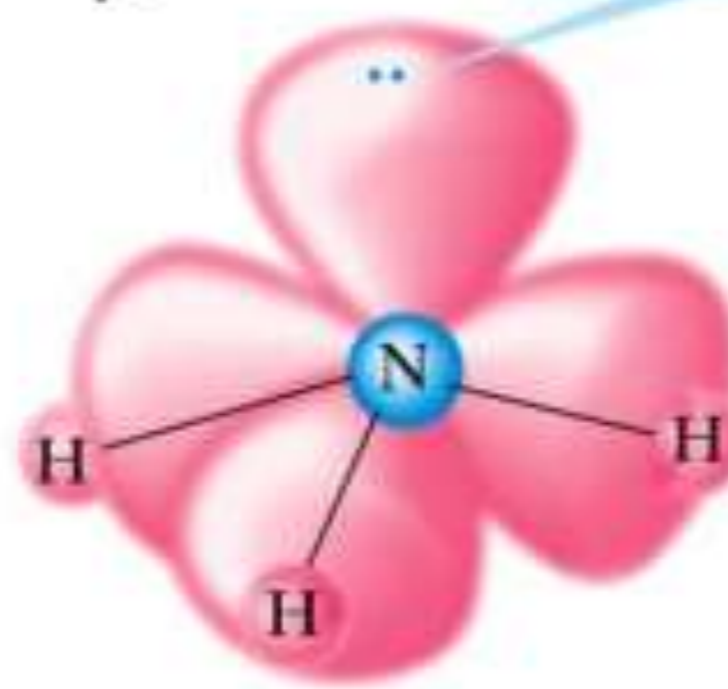
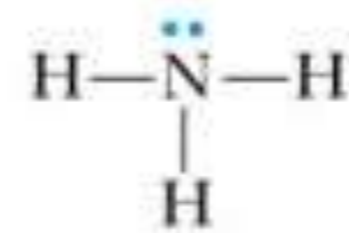


Orbital overlap model

Methane

Arrangement of orbitals:
Shape of molecule:

Tetrahedral
Tetrahedral

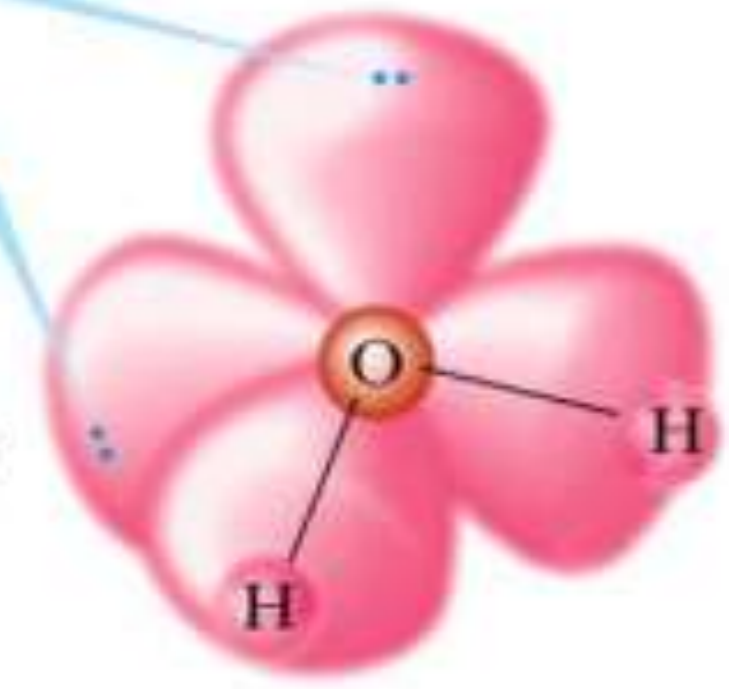
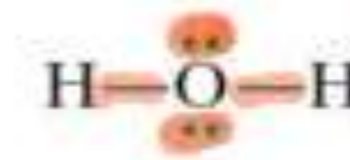


Orbital overlap model

Ammonia

Tetrahedral
Pyramidal

هرم



Orbital overlap model

Water

Tetrahedral
Bent

منحنٍ

unshared electron pairs occupy sp^3 hybrid orbitals that are not used for bonding

NH₃

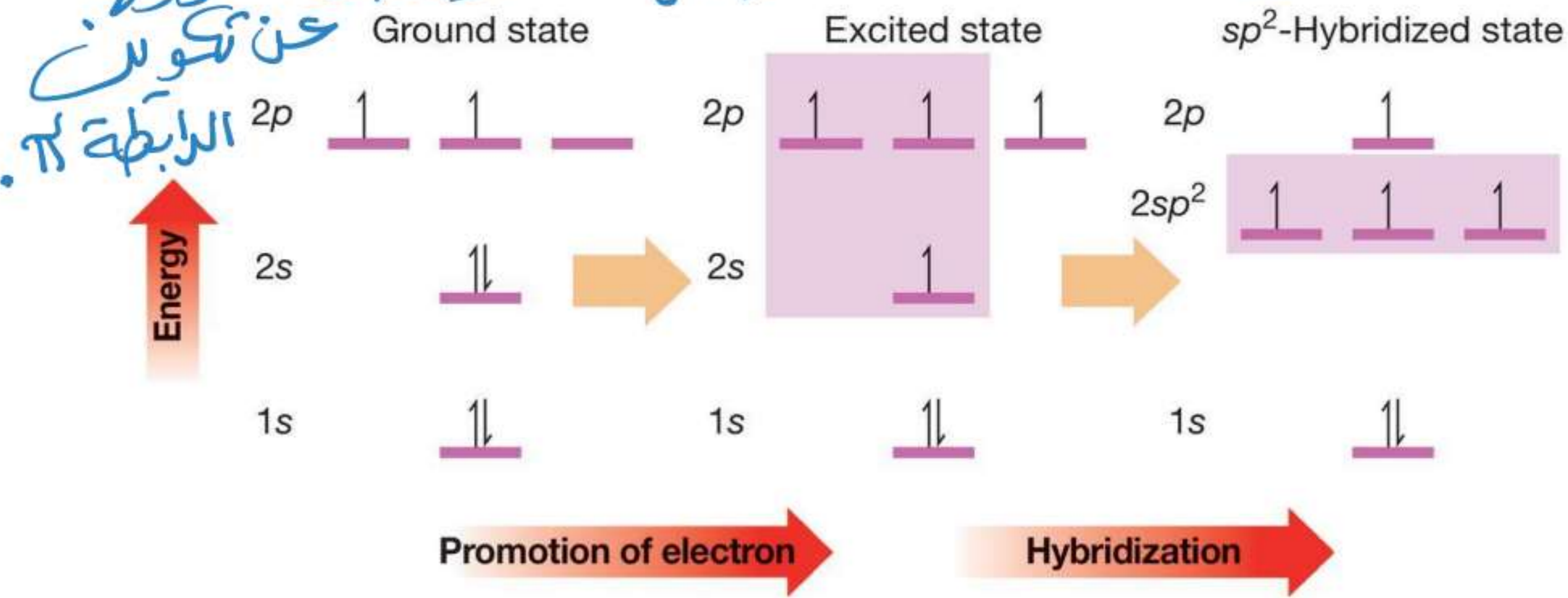
H₂O

Copyright © John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

في المركبات الثلاثية نوع التهجين sp^3 ولكن يختلفون داعمي وسبب التهجين

sp^2 Hybrid Orbitals

في هذا النوع من التهجين يتداخل فلكان من p مع فلان s فقط
 أما الفلان الثالث من p فيبقى كما هو ويكون مسؤولاً
 عن تكوين الرابطة π .



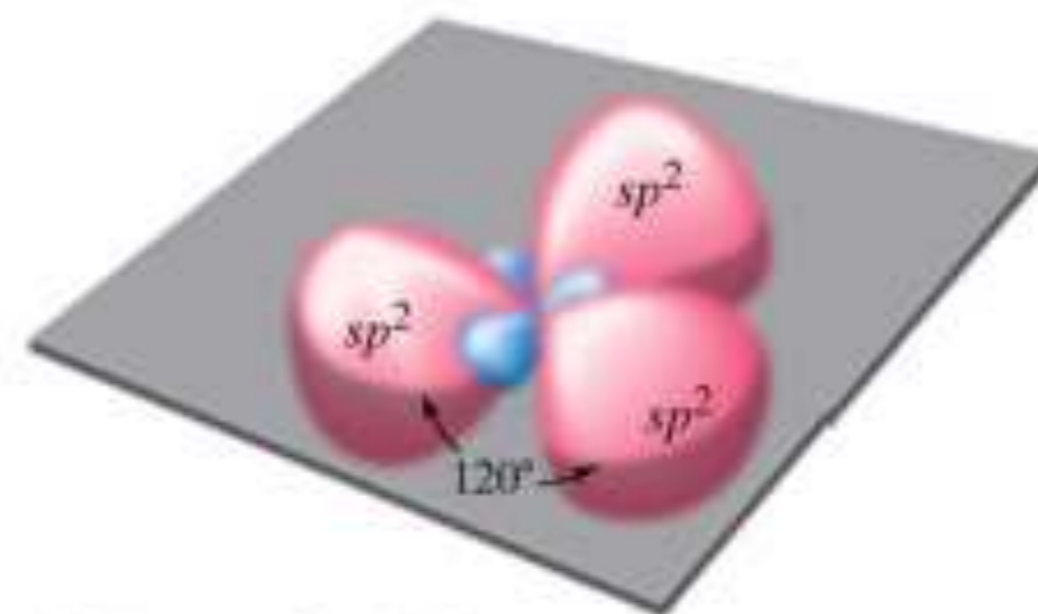
الرابطة π

sp^2 Hybrid Orbitals

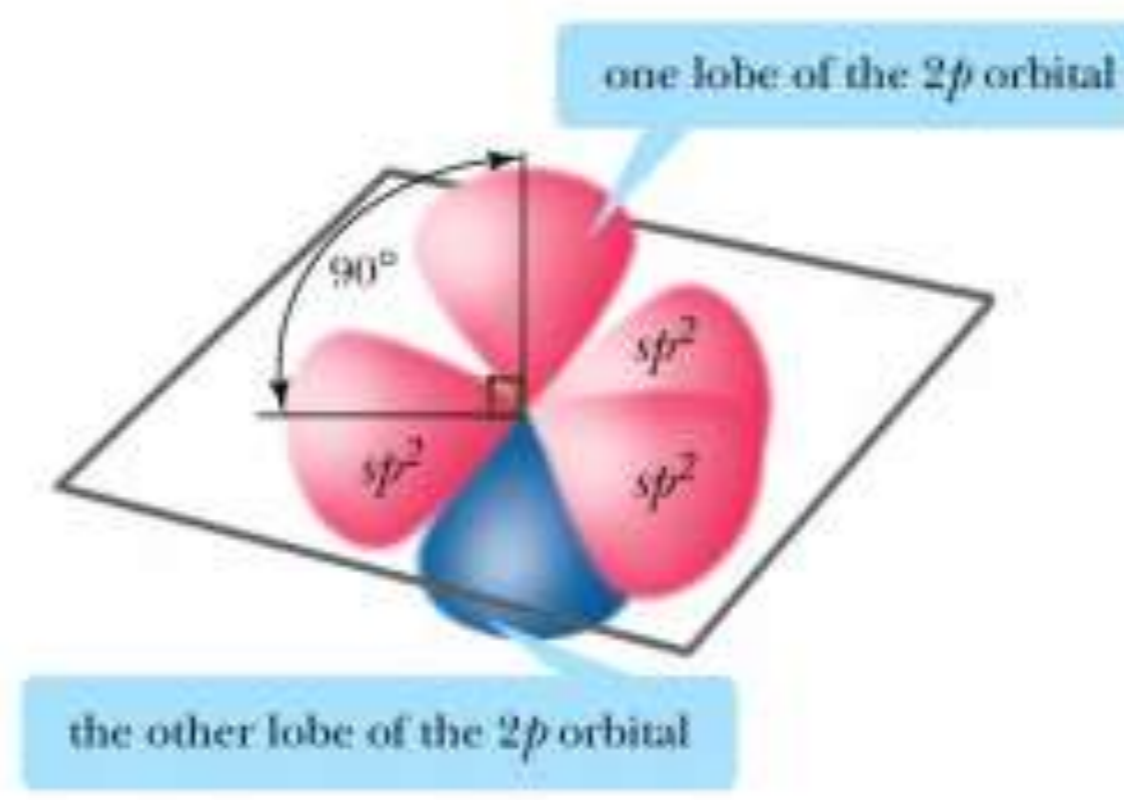
- A single sp^2 hybrid orbital has two lobes of unequal size.
 - The three sp^2 hybrid orbitals are directed toward the corners of an equilateral triangle at angles of 120° .
 - The unhybridized $2p$ orbital is perpendicular to the plane of the three sp^2 hybrid orbitals. گوردی علی امستوی



(a) An sp^2 orbital



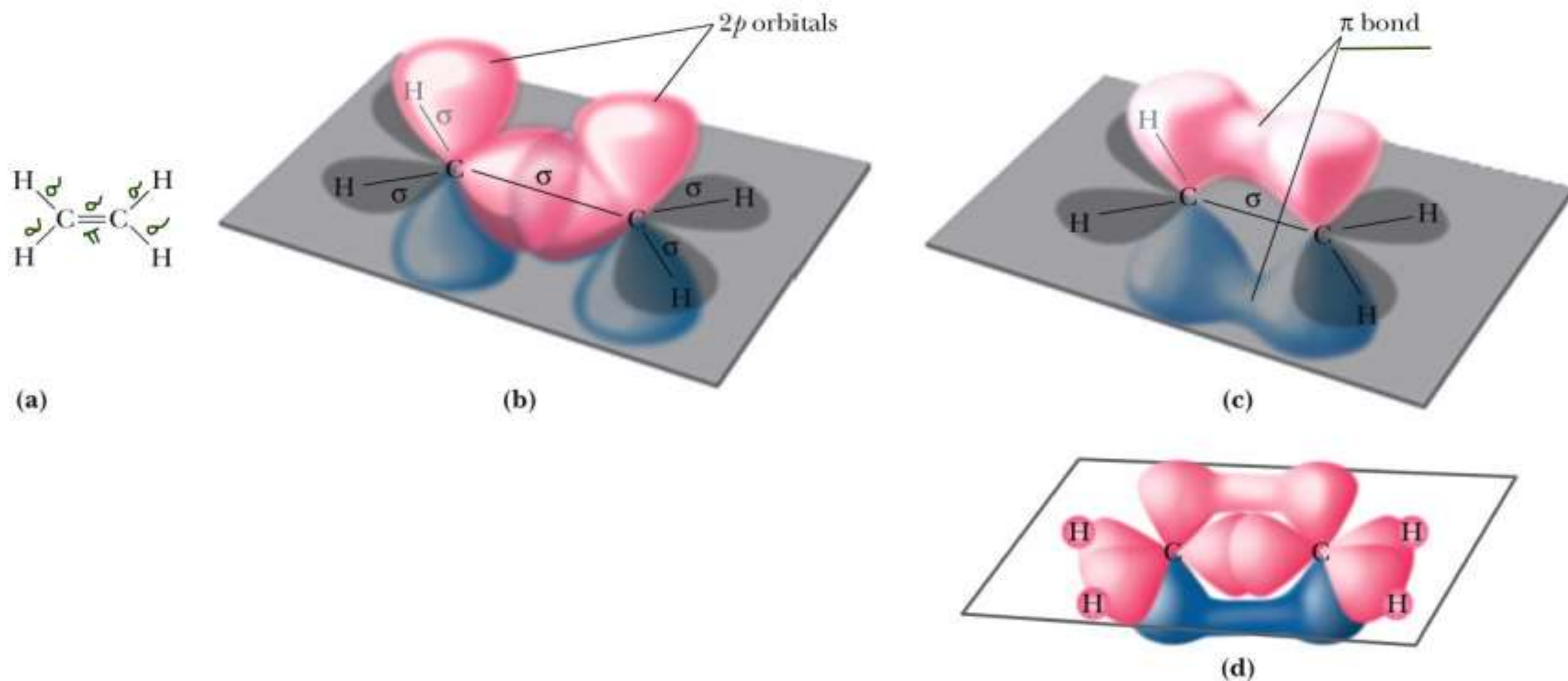
(b) Three sp^2 orbitals



(c)

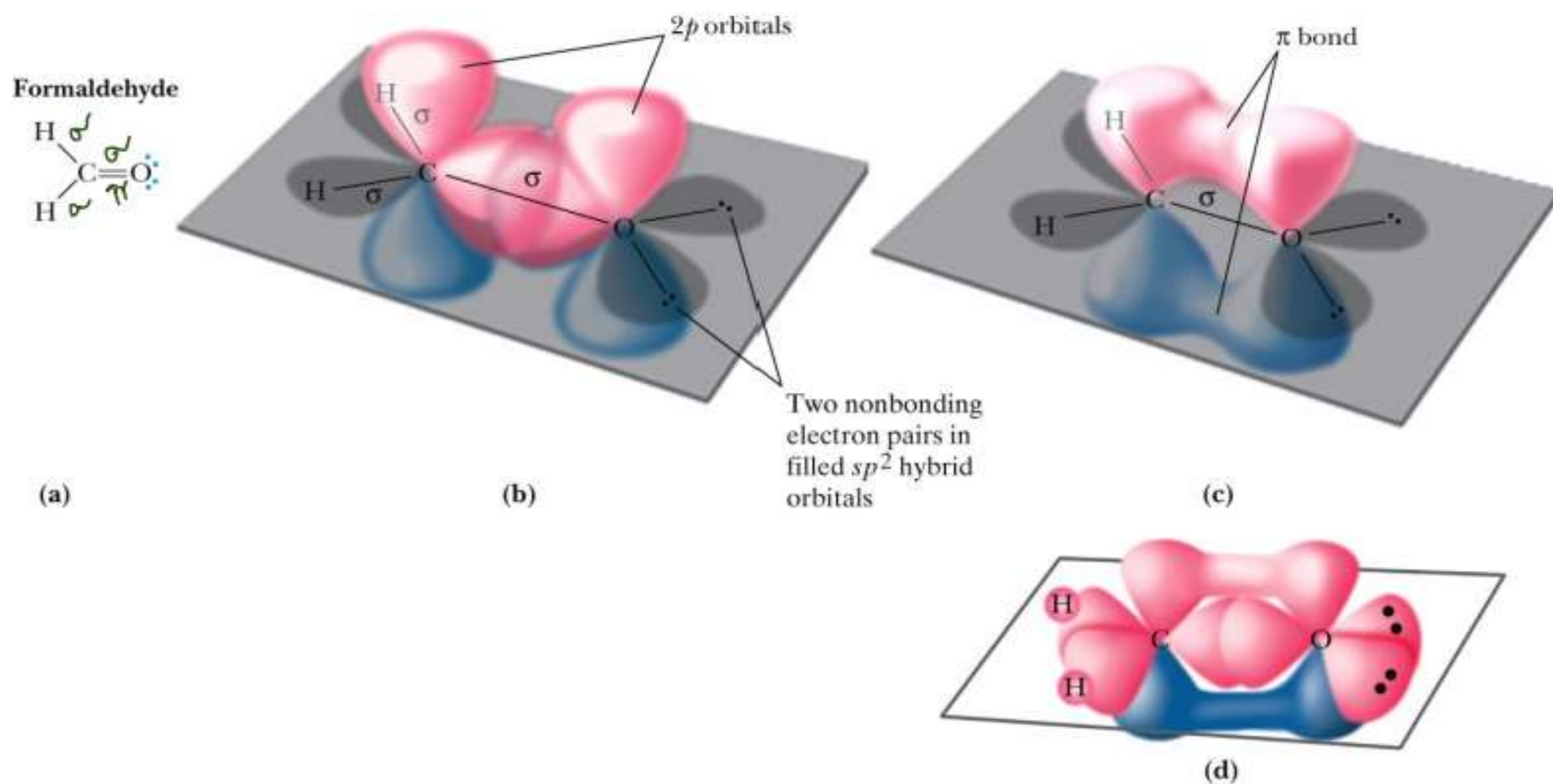
sp^2 Hybrid Orbitals

– Figure 1.19 Covalent bonding in ethylene. *side-side overlap*

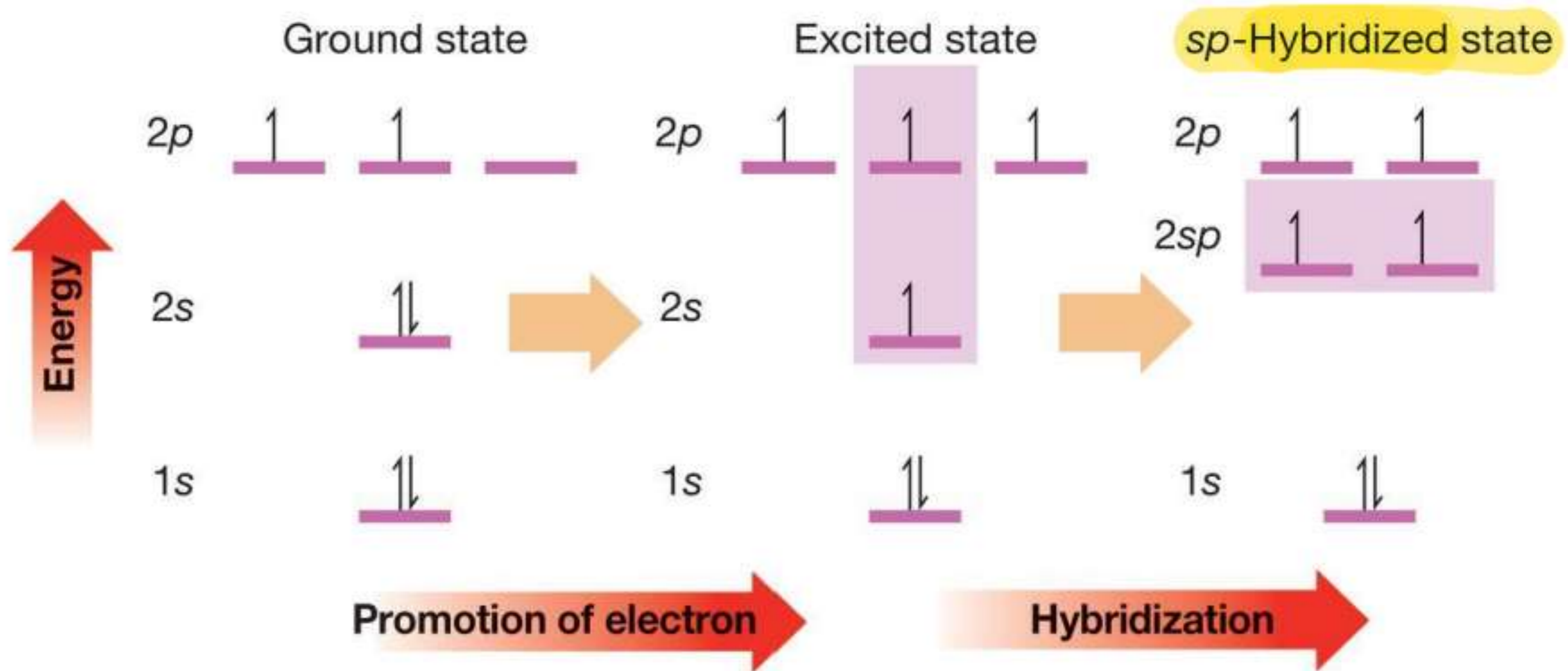


sp^2 Hybrid Orbitals

- Figure 1.20 A carbon-oxygen double bond consists of one sigma (σ) bond and one pi (π) bond.



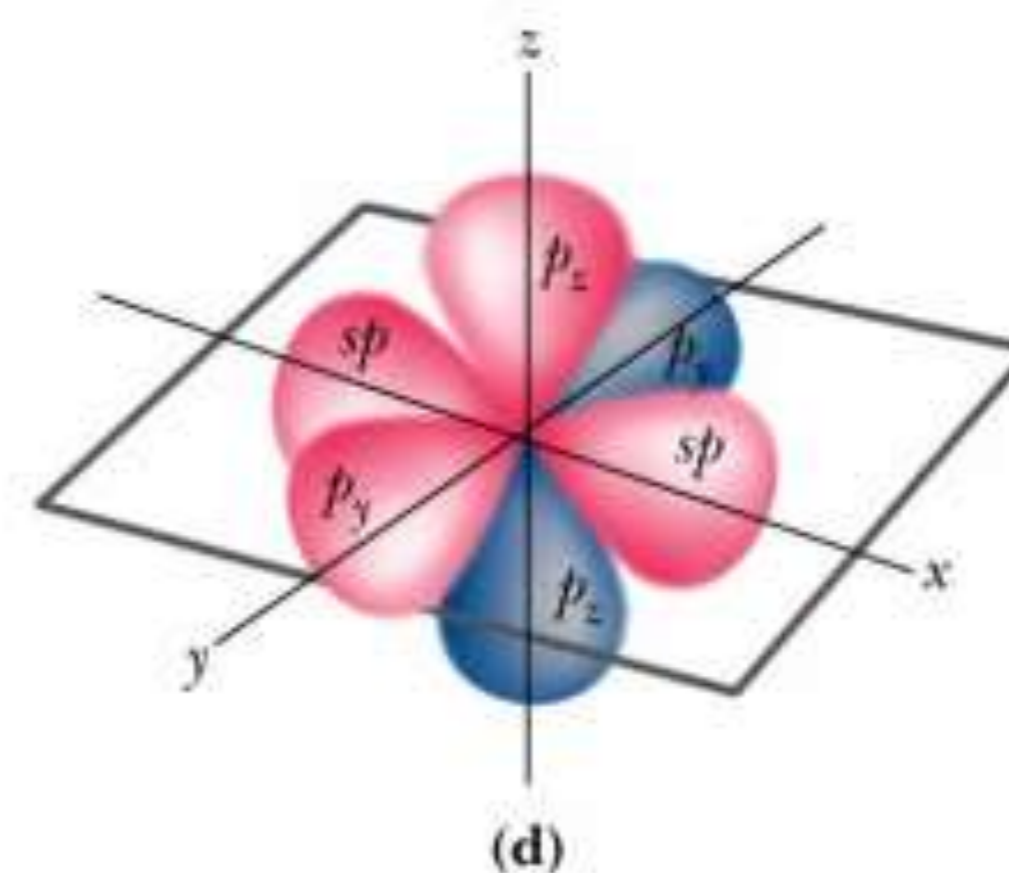
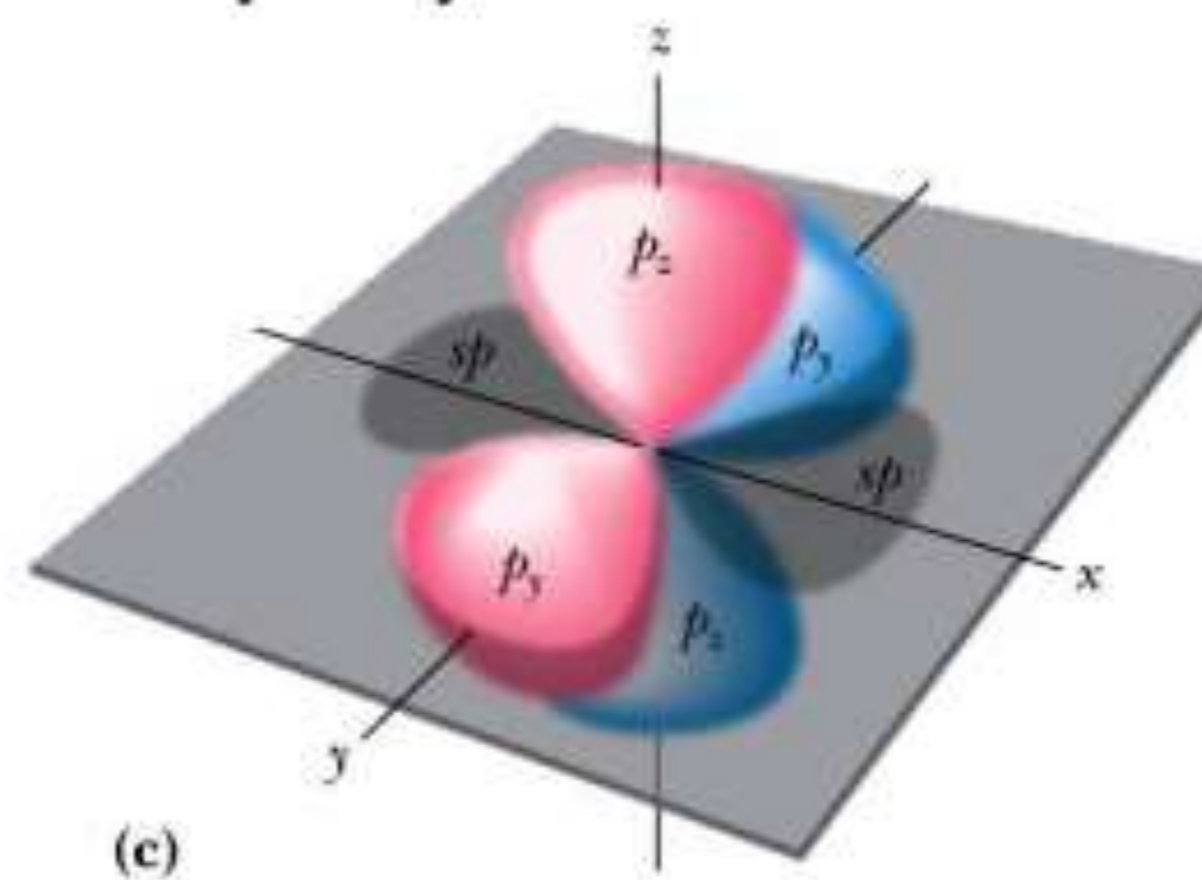
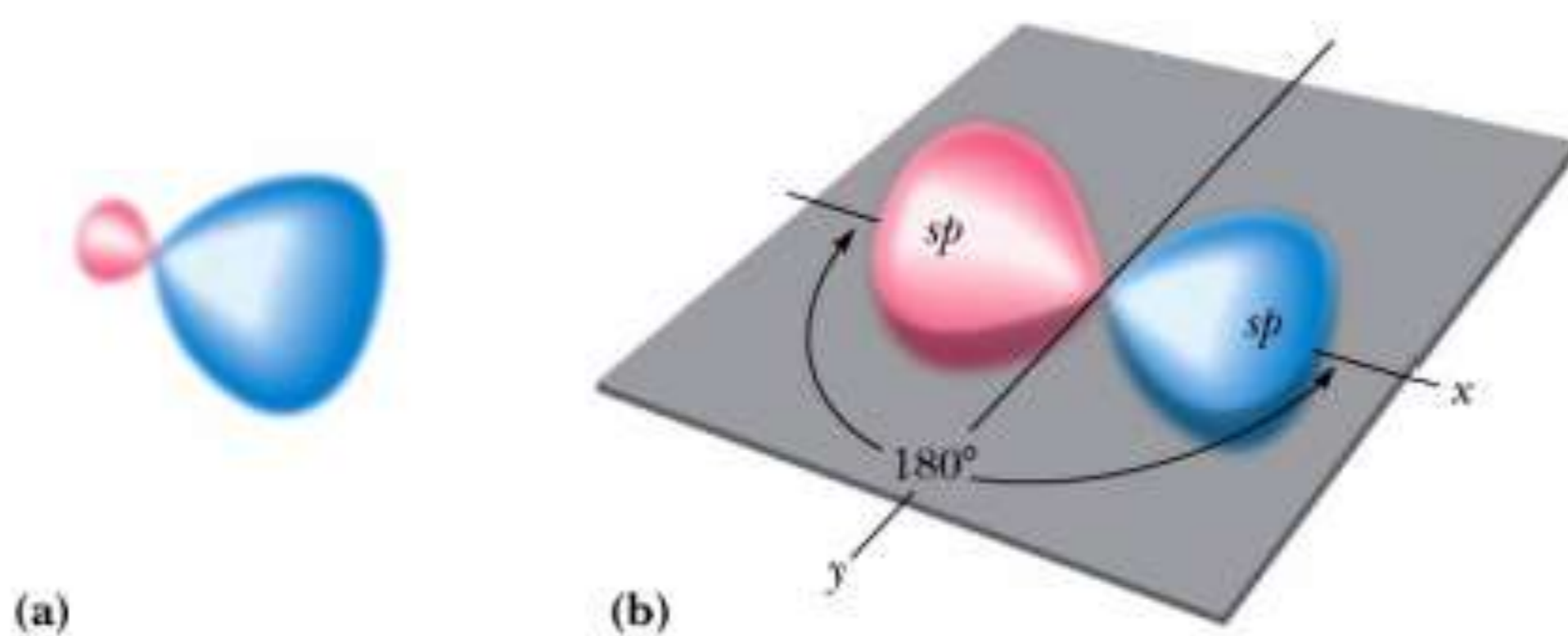
sp Hybrid Orbitals



* لا فلاح إلا حديث لها تعجبين مسؤوله عن روابي
 * الأفلان الذرية عن الهجنة مسؤوله عن روابي

sp Hybrid Orbitals

- A single *sp* hybrid orbital has two lobes of unequal size.
 - The two *sp* hybrid orbitals lie in a line at an angle of 180° .
 - The two unhybridized $2p$ orbitals are perpendicular to each other and to the line through the two *sp* hybrid orbitals.

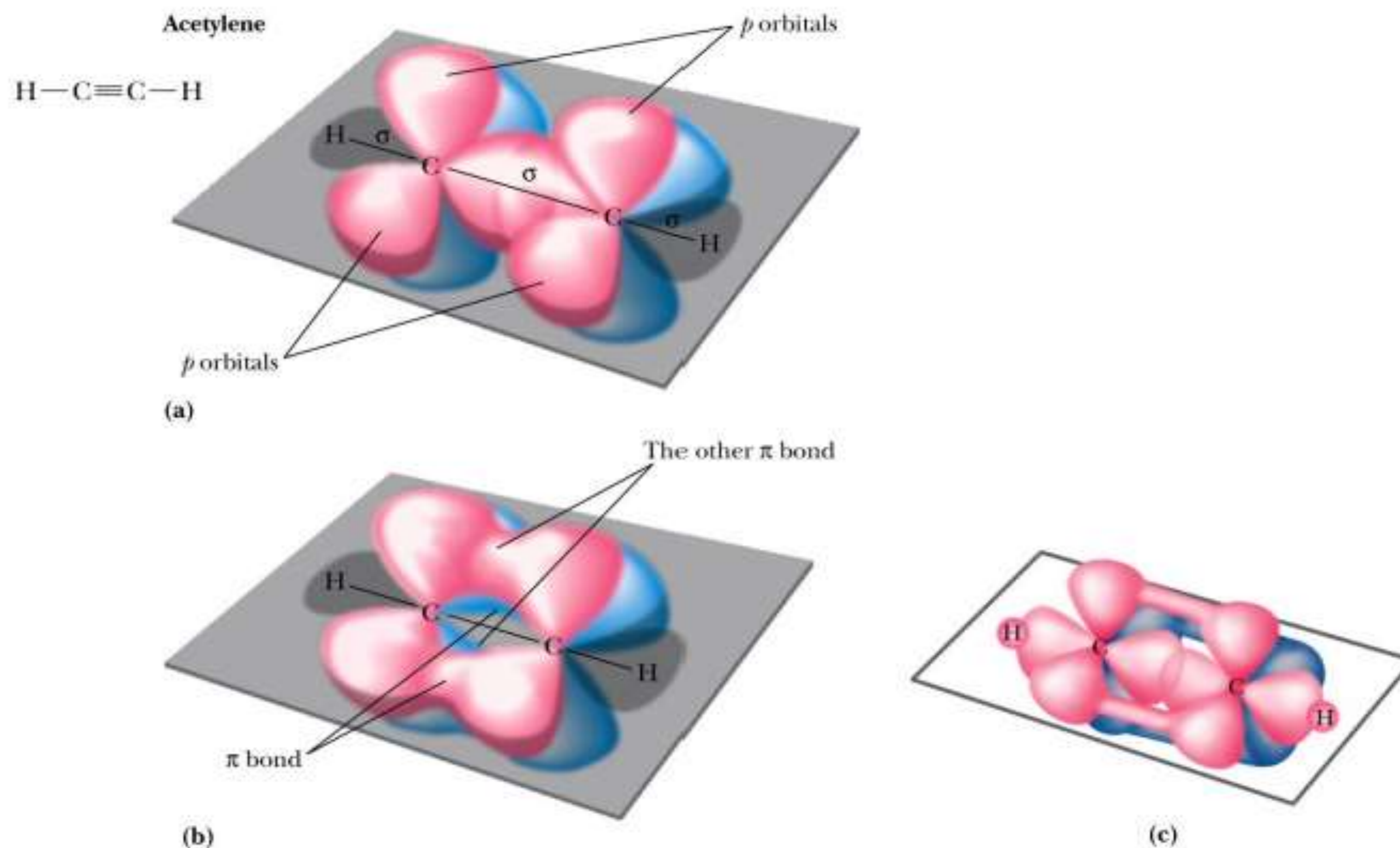


sp مسؤولة عن
روابط σ

مسؤولة عن روابط π unhybridized $2p$ orbitals

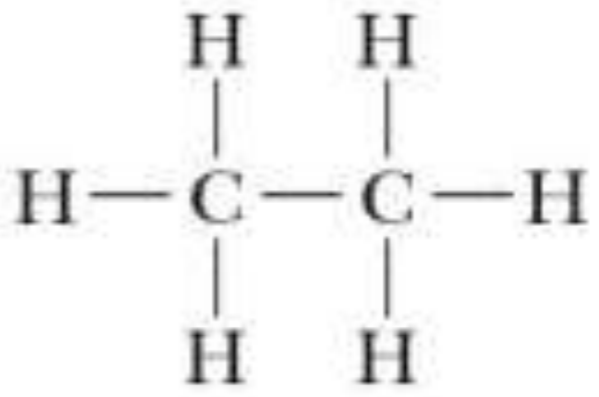
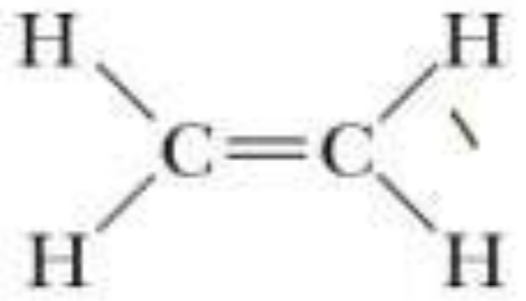

sp Hybrid Orbitals

- Figure 1.22 Covalent bonding in acetylene. A carbon-carbon triple bond consists of one sigma (σ) bond and two pi (π) bonds.



* أفضل ملخص للموضوع *

Hybrid Orbitals

TABLE 1.8 Covalent Bonding of Carbon					
Groups Bonded to Carbon	Orbital Hybridization	Predicted Bond Angles	Types of Bonds to Carbon	Example	Name
4	sp^3	109.5°	four sigma bonds		ethane
3	sp^2	120°	three sigma bonds and one pi bond		ethylene
2	sp	180°	two sigma bonds and two pi bonds		acetylene

Test Yourself

1-One of the following statements is correct related to sp^3 hybridization:

a-It results from combining four atomic orbitals and gives us three hybrid orbitals

b-the angle between electrons bond is 109.5 and the shape is trigonal planar

c- sp^3 hybridization produces 4 equivalent hybrid orbitals in a tetrahedral geometry.

d- Sp^3 hybridization produces 4 equivalent orbitals in energy but differ from each other in shape

2-The kind of hybridization in BH_3 molecule is :

a- sp

b- sp^2

c- sp^3

d- None

answers:

1. c

2- b



اللَّهُمَّ سَنَّا رَمَضَانَ
وَسَلِّمْ رَمَضَانَ لَنَا
وَأَسْأَلُكَ مِنَّا مَتَّعْنَا



Organic chemistry

Lec: 4

Done by: Yasser Yaghi

المجموعات الوظيفية

Functional Groups

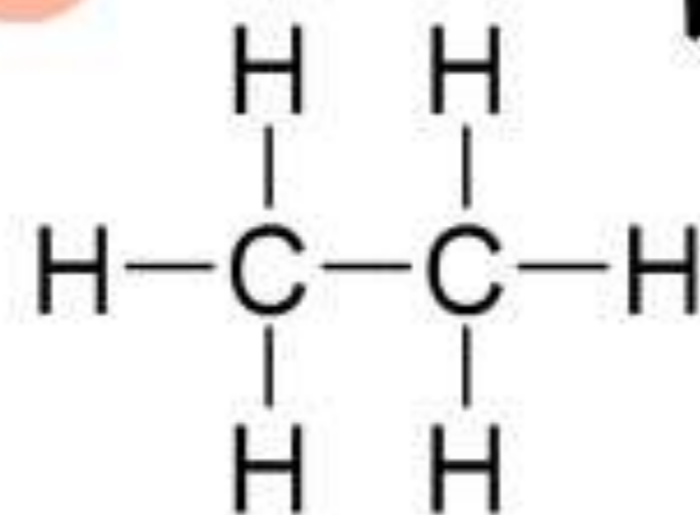
ترتيب الذرات

A functional group is an arrangement of atoms with distinctive physical and chemical properties.

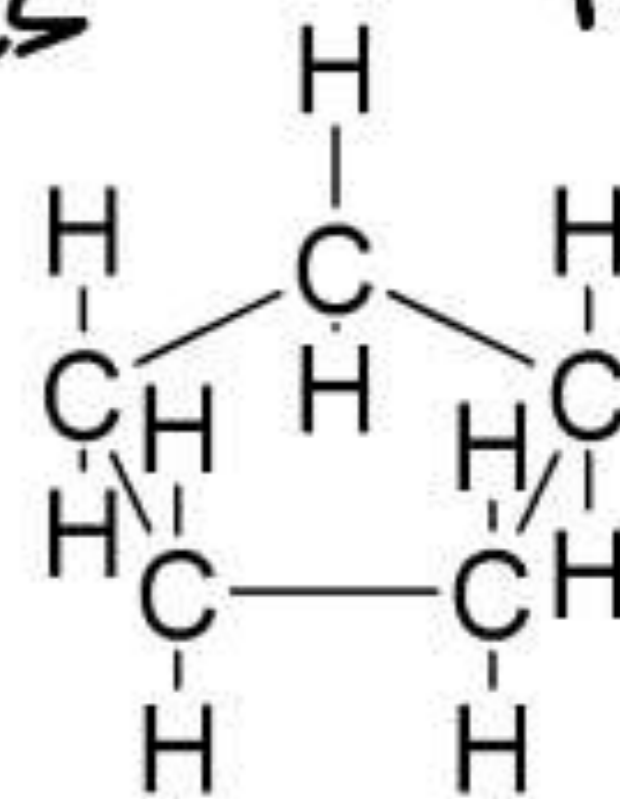
Hydrocarbons – only contain C & H

Alkanes – C-C single bonds

saturated hydrocarbons



ethane



cyclopentane

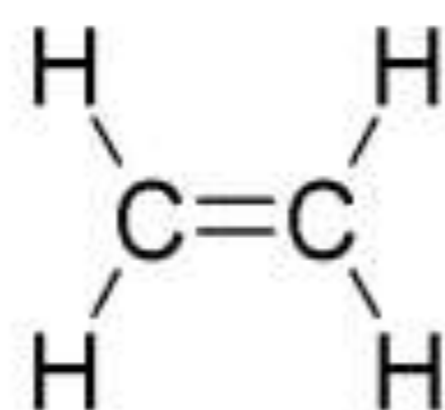


* الهيدروكربونات المشبعة
* كل ذرات الكربون نوع التكافؤ لها sp^3 .

Functional Groups (cont'd)

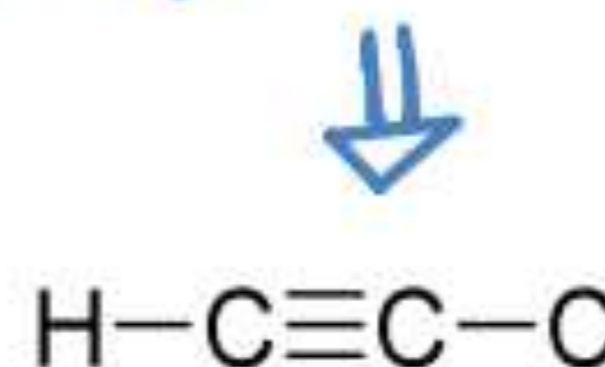
C-C multiple bonds

The second kind of hydrocarbons is Alkene which contains one double bond at least, Alkene has two or more atoms of carbon their hybridization is sp^2

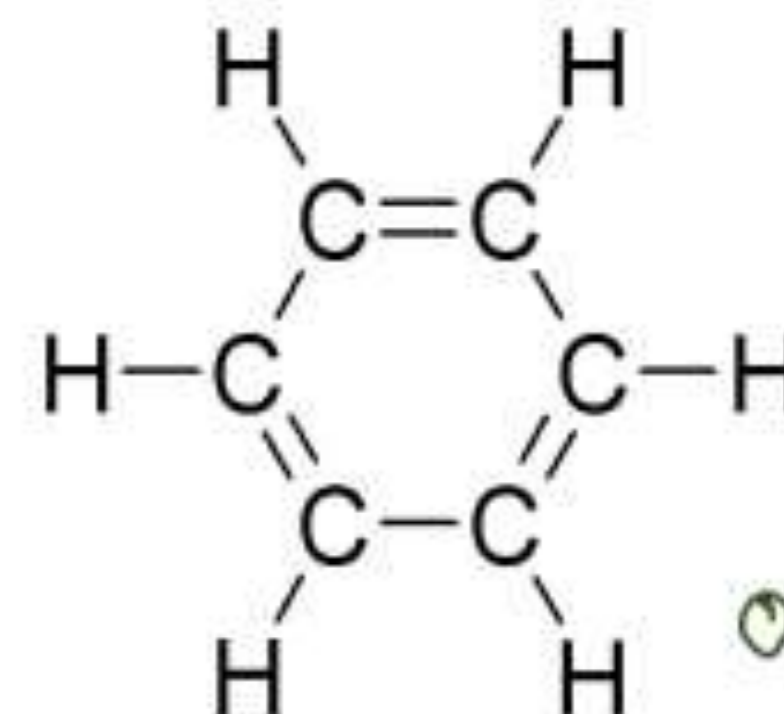


ethene
(an alkene)

The third kind is Alkyne it contains triple bond and its hybridization is sp



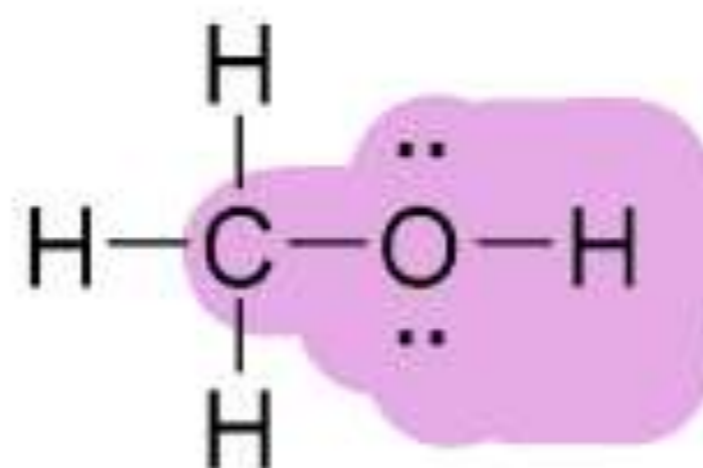
ethyne
(an alkyne)



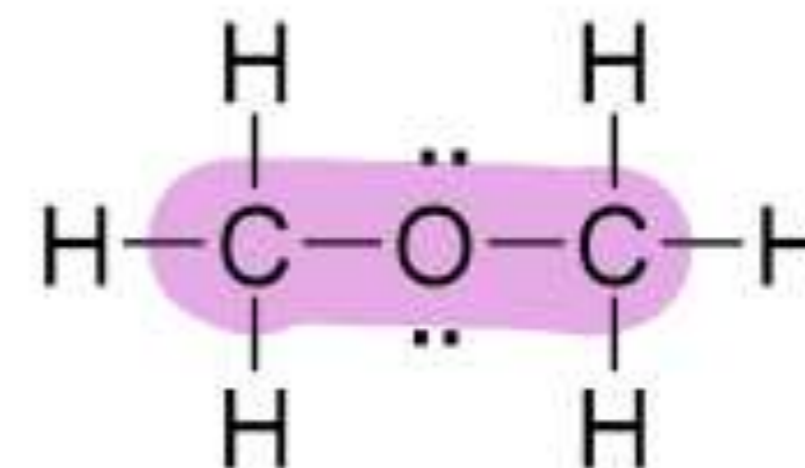
benzene
(an arene)

Aromatic compound
نوع المركبات
ذرات الكربون
 sp^2
له شارب في كل

C-O single bonds



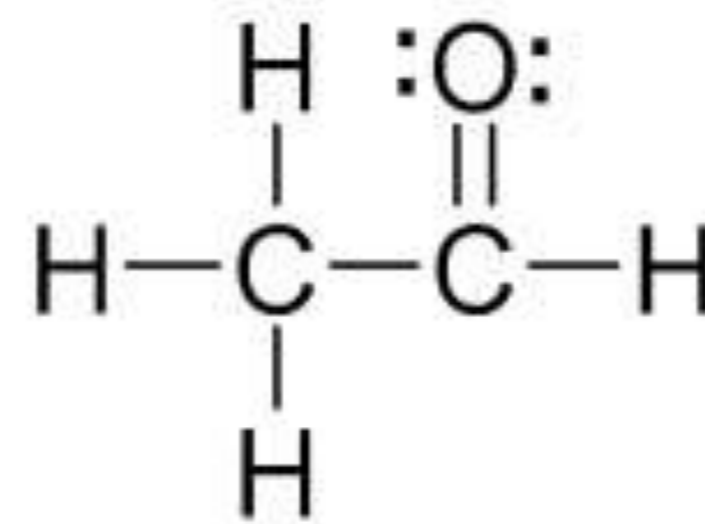
methanol
(an alcohol)



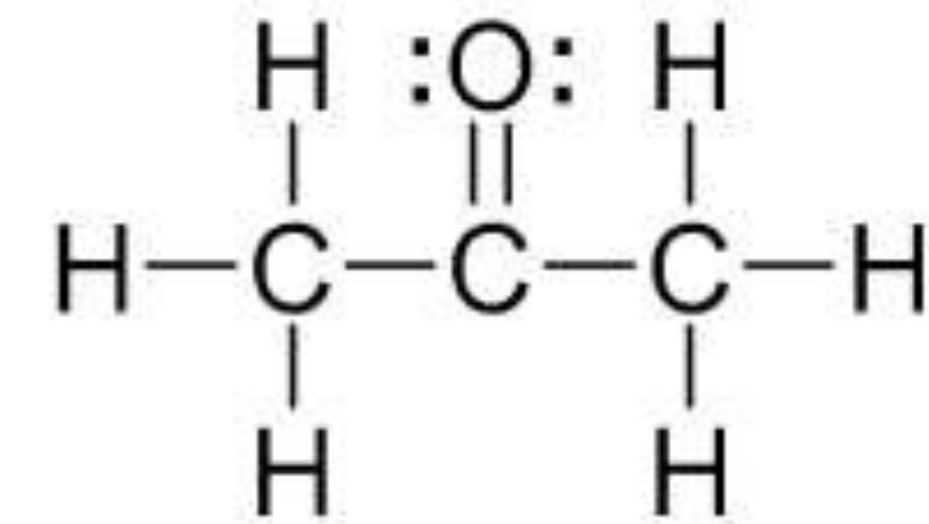
dimethyl ether
(an ether)

Functional Groups (cont'd)

C-O double bonds

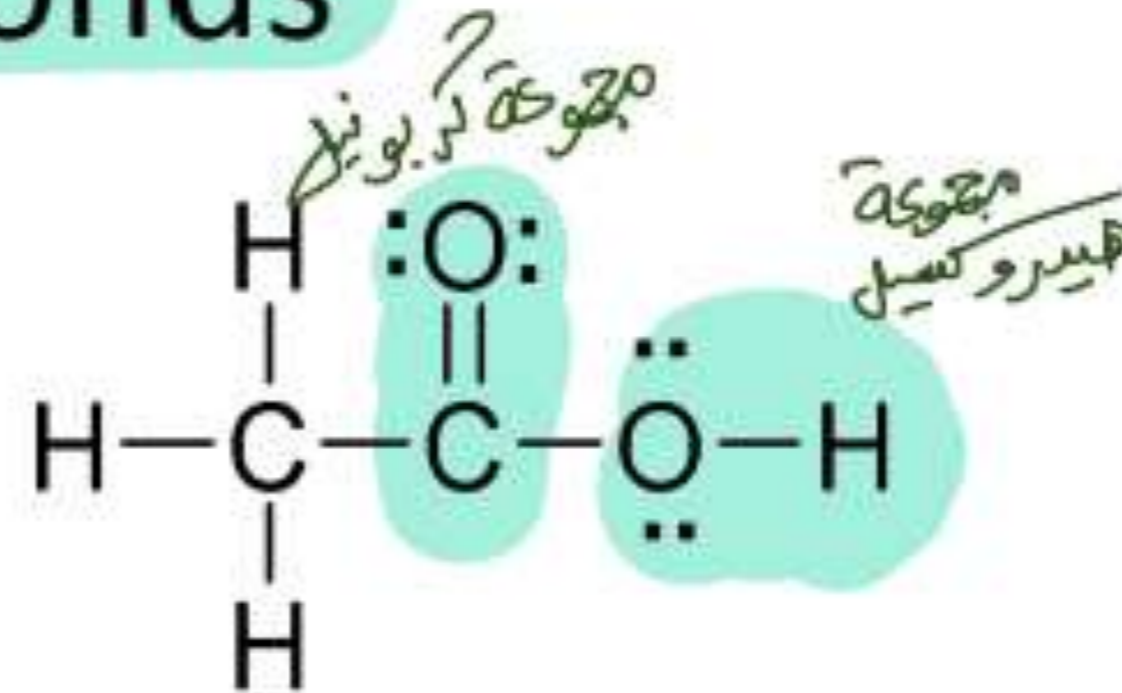


acetaldehyde
(an aldehyde)

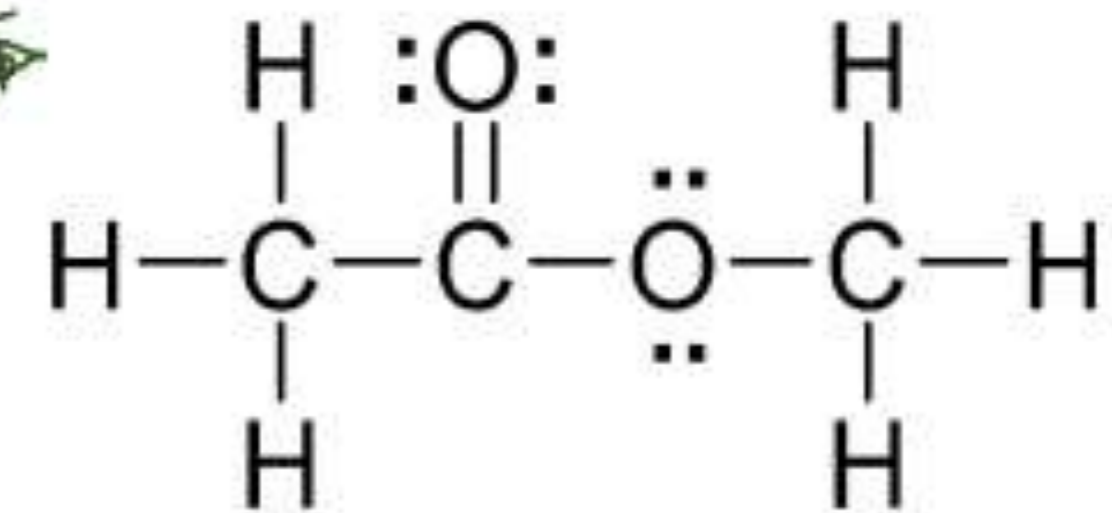


acetone
(a ketone)

C-O single & double bonds



acetic acid
(a carboxylic acid)

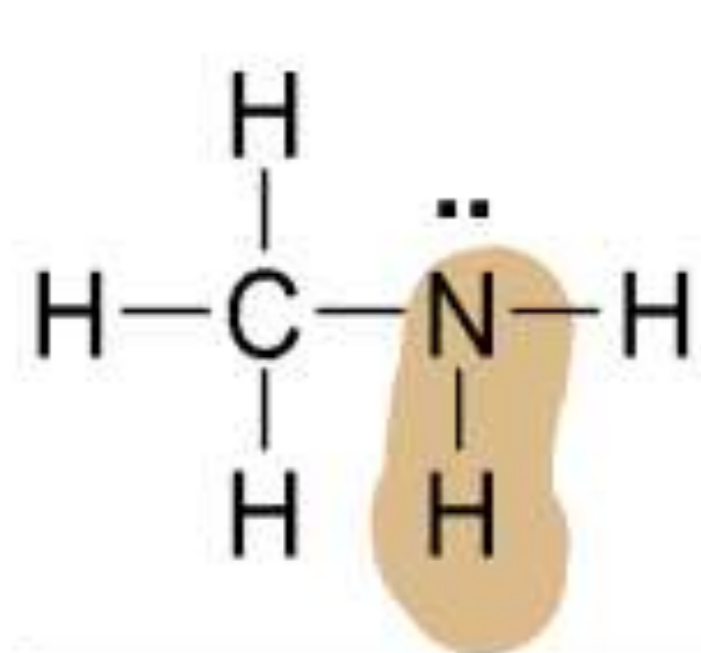


methyl acetate
(an ester)

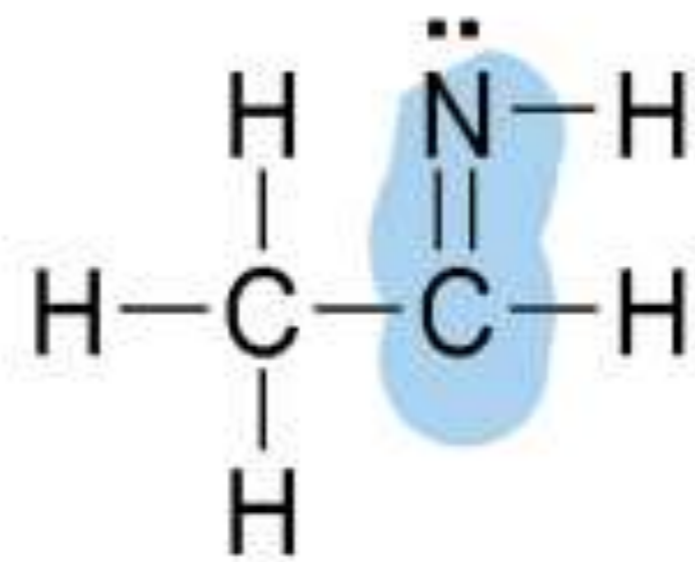


Functional Groups (cont'd)

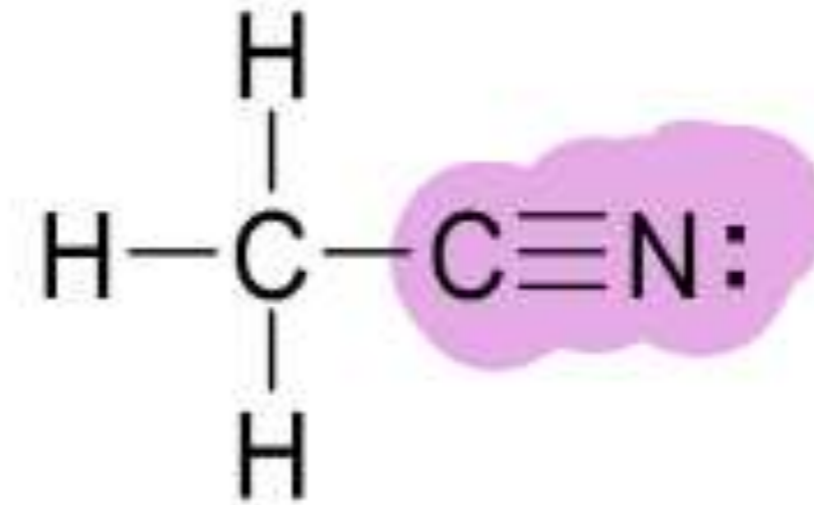
Functional groups containing Nitrogen



methylamine
(an amine)

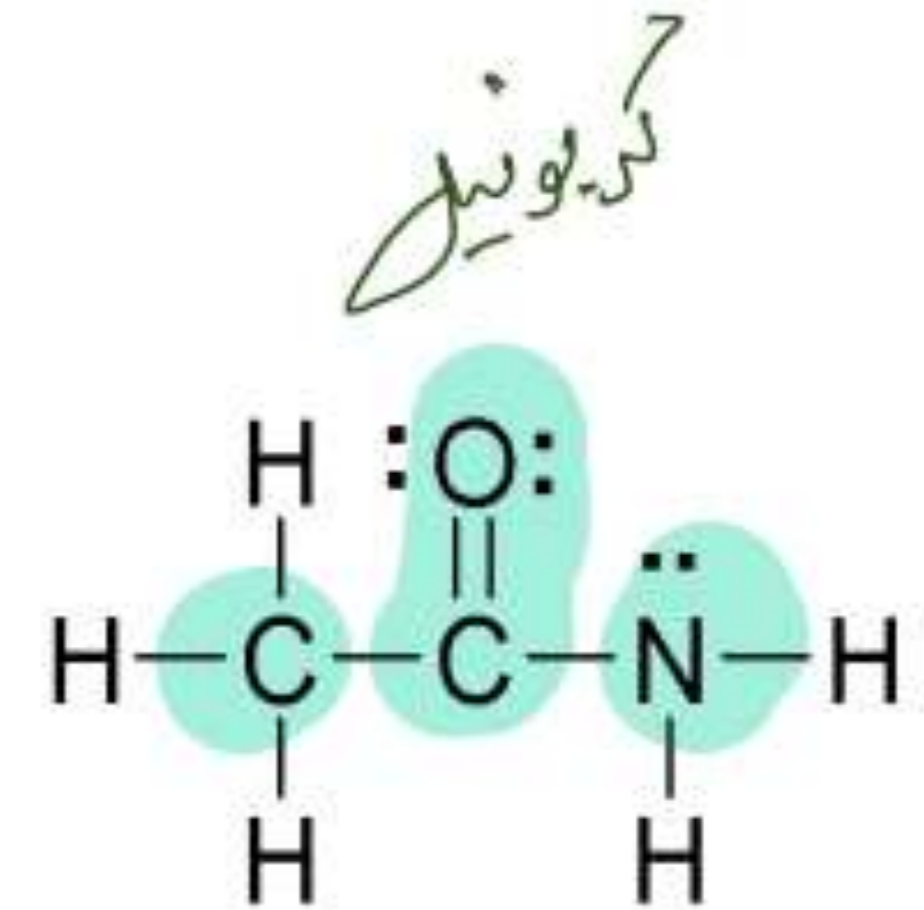


ethylimine
(an imine)



acetonitrile
(a nitrile)

triple bond

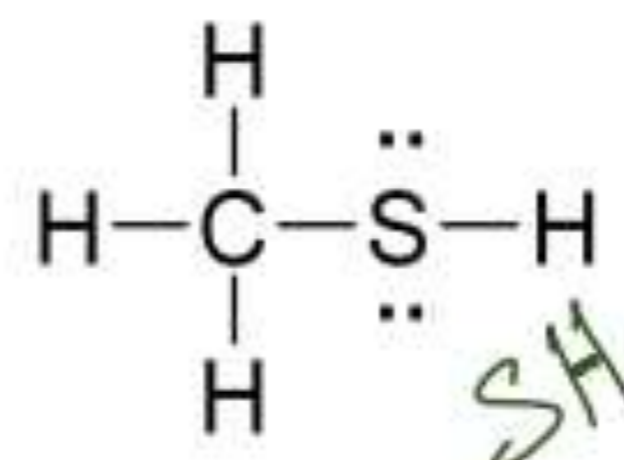


acetamide
(an amide)

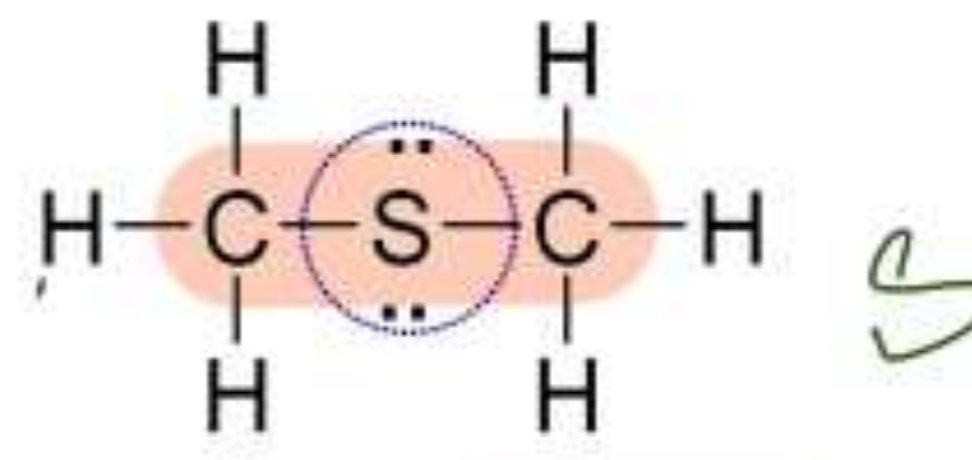
C متصل مع N و O

Functional groups containing Sulfur

** قواعد تسمية
كل حالة تُشرح
لا حَقًّا .*



methanethiol
(a thiol)



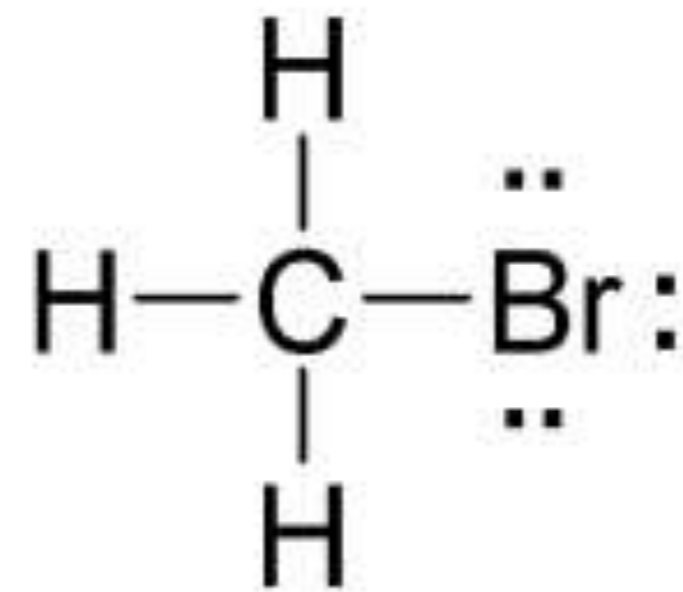
dimethyl sulfide
(a thioether)

نسبة الاثير

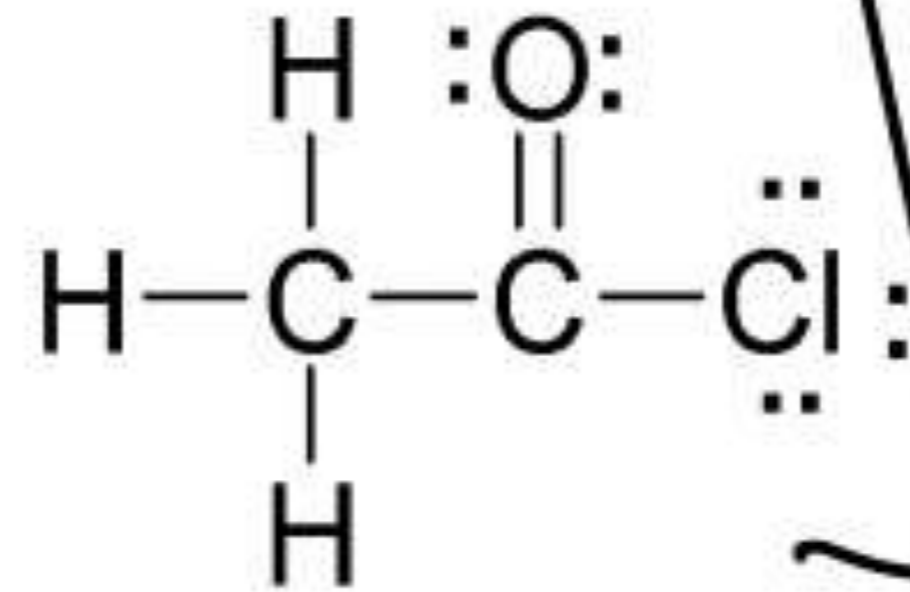
Functional Groups (cont'd)

إذا ارتبط الكربون مع إحدى الهالوجينات فتلوح على المركب

اسم هاليد الألكيل
Functional groups containing halides



bromomethane
(a haloalkane)



acetyl chloride
(an acyl halide)

haloalkane
acyl halide

* إذا انفصلت مجموعة كربونيل مع هاليد الألكيل يتكون اسمه

I Br Cl F

تذكر : الهالوجينات هي عناصر المجموعة السابعة

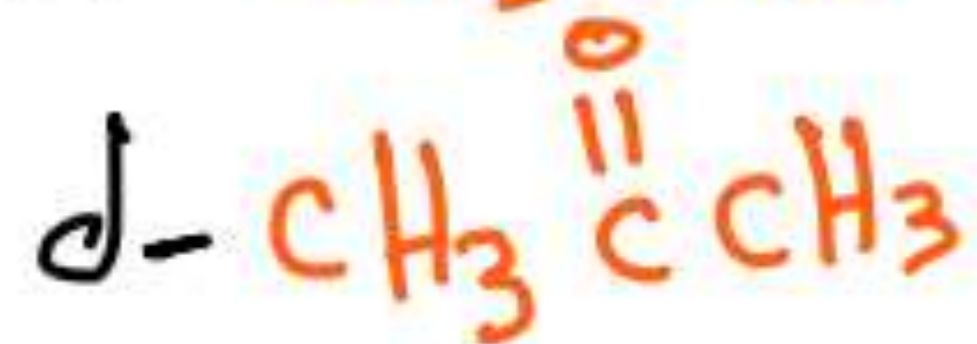
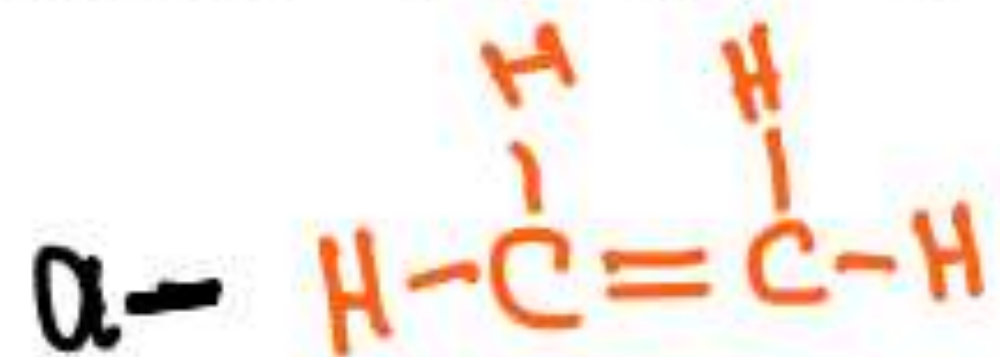
ولكن في المجموعة معهم تفاعلات الكربون تكون ذات فاع مع Cl أو Br لأن الـ F و I يحتاجان لظروف خاصة فإحدهما شديد التفاعل ما لا يخرق كإل جيداً

* يجب حفظ كل عائلة ما هي المجموعة الوظيفية لها، أمثلة التفاصيل
 وسمية المركبات، يوجد لكل عائلة مثال خاص بها.
 * قد يكون الجدول هذا مفيداً لتلاميذ سريعين للموضوع، علماً أنه
 غير شامل كل شيء.

<u>Family name</u>	<u>Function group</u>	<u>Name ending</u>	<u>Simple example</u>
Alkane	C—C	-ane	CH ₃ —CH ₃
Alkene	C=C	-ene	CH ₂ =CH ₂
Alkyne	C≡C	-yne	HC≡CH
Alcohol	C—OH	-ol	CH ₃ —OH
Ether	C—O—C	ether	CH ₃ —O—CH ₃
Amine	C—NH ₂	-amine	CH ₃ —NH ₂
Aldehyde	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—H} \end{array}$	-al	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—H} \end{array}$
Ketone	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C—C—C} \end{array}$	-one	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \end{array}$
Carboxylic acid	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—OH} \end{array}$	-oic acid	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—OH} \end{array}$

Test Yourself

1- Which of the following compounds can be considered as a ketone:



2- An amide functional group contains:

- A) A nitrogen atom double-bonded to a carbon atom which is also bonded to an oxygen atom
- B) A nitrogen atom single-bonded to a carbon atom which is also double-bonded to an oxygen atom
- C) A nitrogen atom single-bonded to two carbon atoms
- D) A nitrogen atom bonded to a hydrogen atom and a carbon atom double-bonded to an oxygen atom

3- The presence of which functional group makes a molecule an aldehyde?

- A) -COOH
- B) -CHO
- C) -CO-
- D) -OH

4- Esters are characterized by which functional group?

- A) -COO-
- B) -CONH₂
- C) -OH
- D) -CHO

Answers :

CH₃COO

1 → d

2 → B

3 → B

4 → A

الصيغة البنائية

Structural Formulas

الصيغة البنائية :
توضح لنا كل ذرة في الجزيء ،
كيف مرتبطة ومع من مرتبطة

بإختصار:

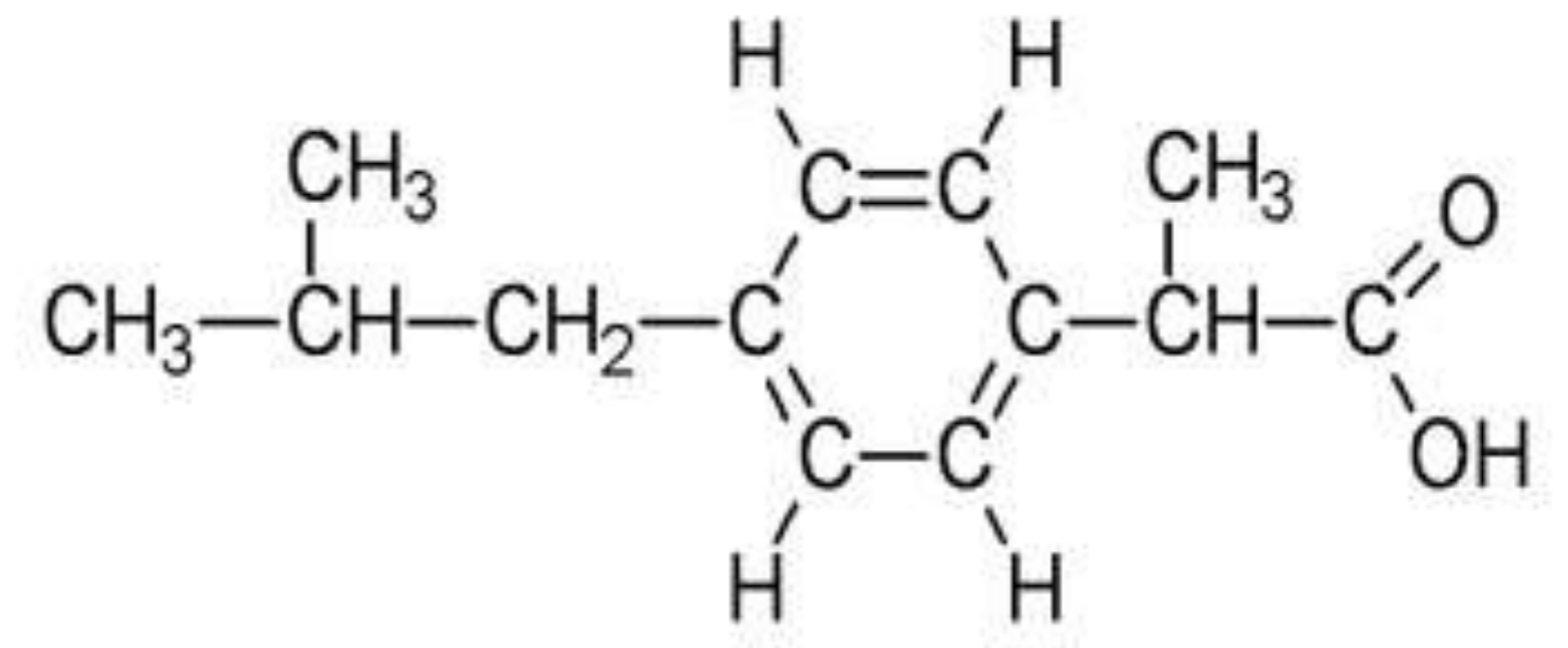
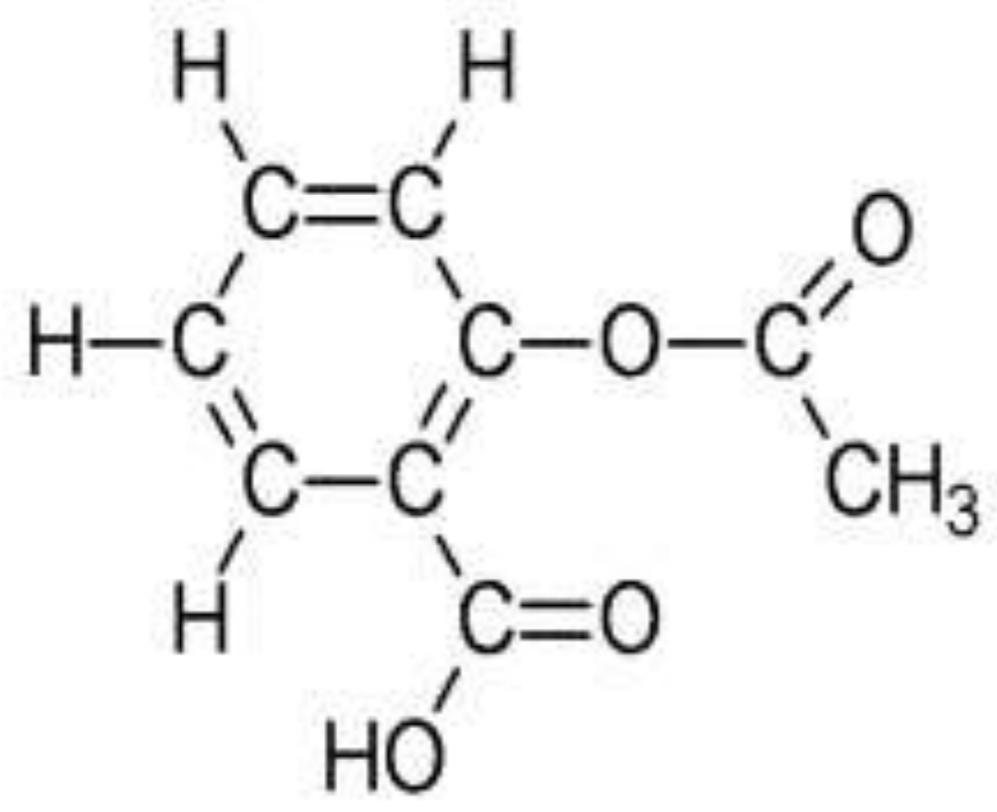
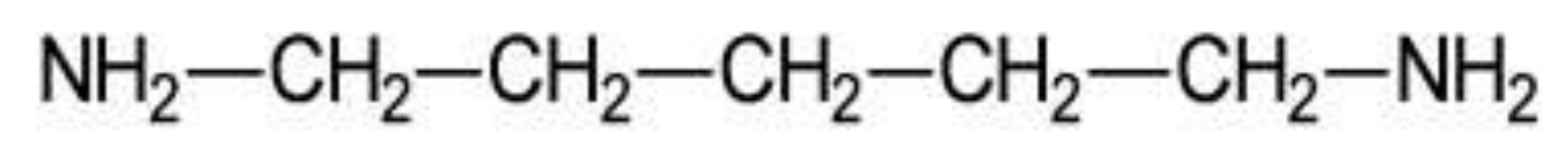
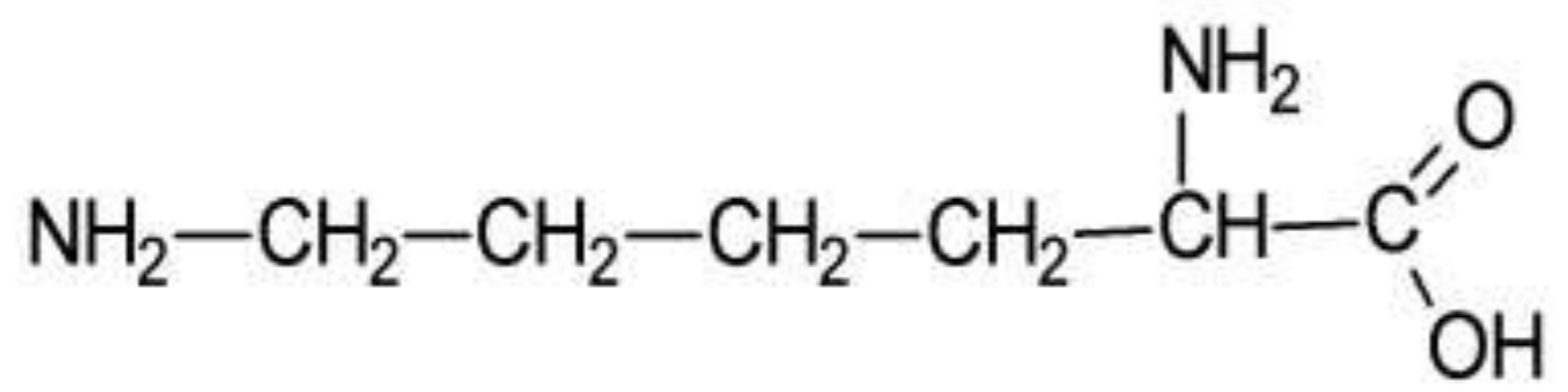
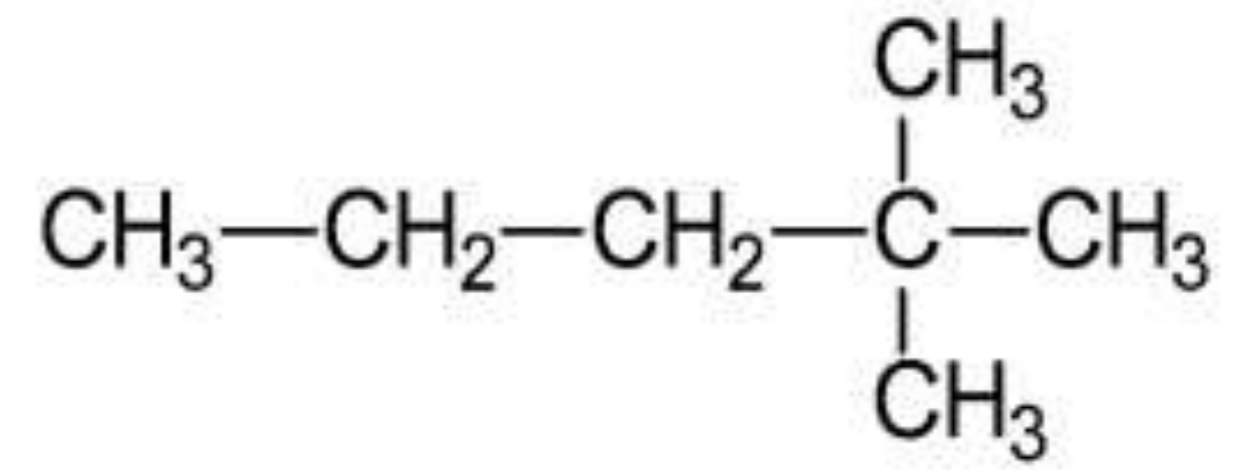
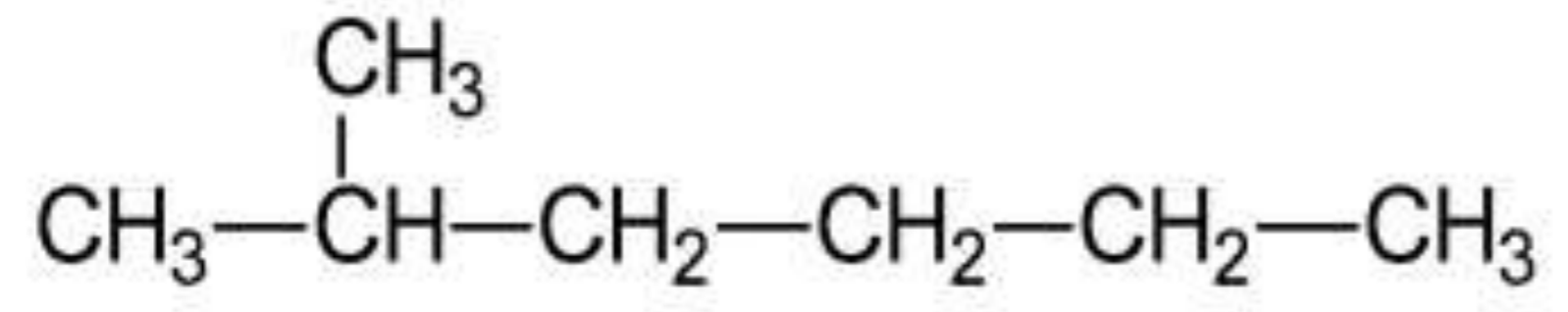
هذه

وهذه

HCOOH
Molecular
Formula

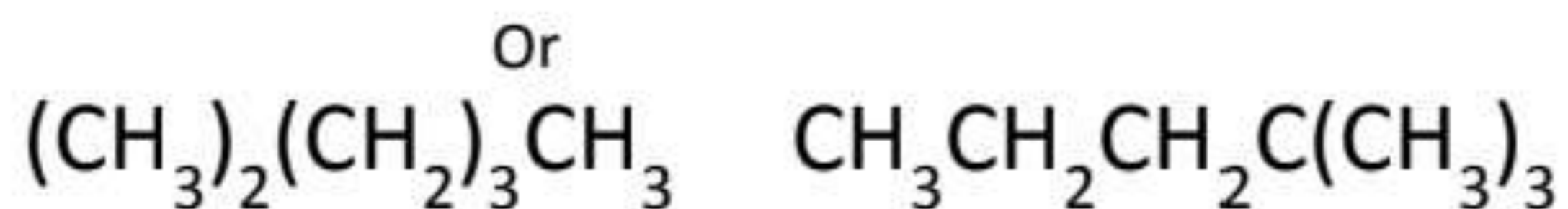
H-C(=O)-OH
Structural Formula

Full: indicate every atom in the molecule, .i.e.



Structural Formulas

Condensed: group subsets of atoms together.
i.e.



Even the condensed formula can be very tedious to do,

therefore we need to better way to convey this information: *line diagrams*

diagrams

Line Diagrams

1. Carbon and hydrogen atoms are not shown unless needed for special emphasis or clarity.

2. All atoms other than carbon and hydrogen are explicitly shown.

3. A carbon atom is assumed to be at the end of every line segment or at the intersection of two or more lines, which are used to depict bonds.

4. Multiple bonds are shown with multiple lines.

5. The proper number of hydrogen atoms to provide four bonds to each carbon atom is implied including formal charges.

Hydrogen atoms on other atoms such as oxygen and nitrogen are explicitly indicated.

6. Lone pair electrons are not normally shown unless needed for special emphasis or clarity.

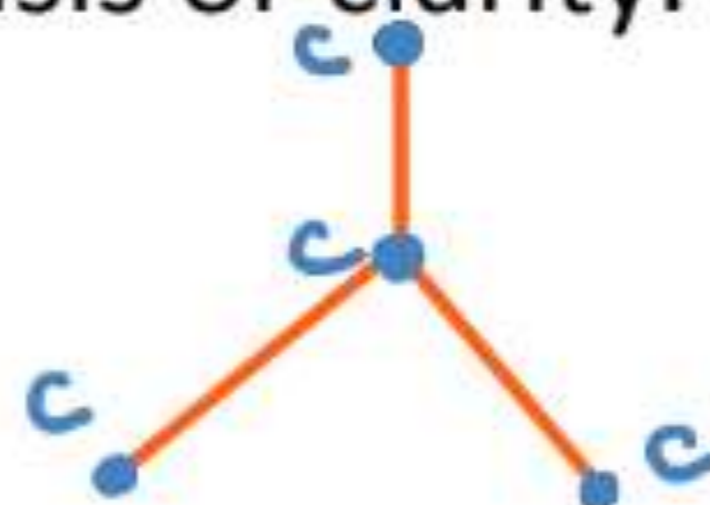
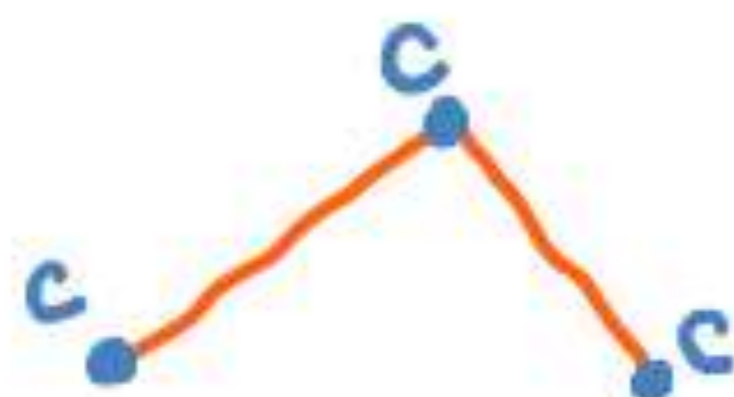
كل نقطة خط أو التقاطع خطية أو أكثر تعني ذرة كربون

التقاطعات خطية أو أكثر تعني ذرة كربون

نظرة ذرة الكربون
وإذا كانت مرتبطة
مع غير الكربون.

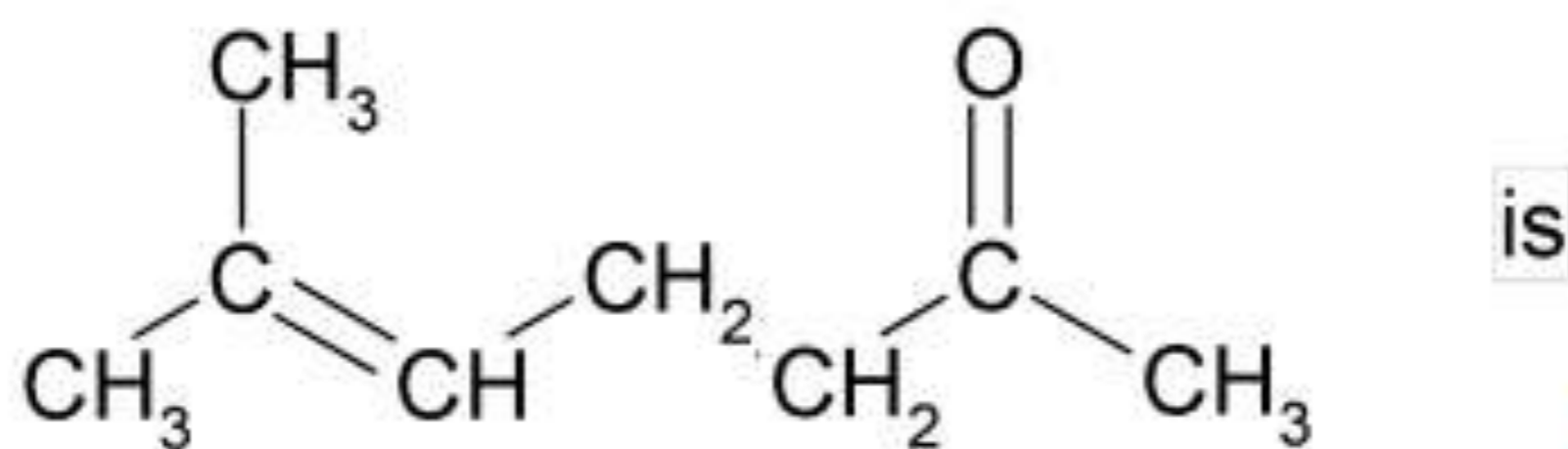
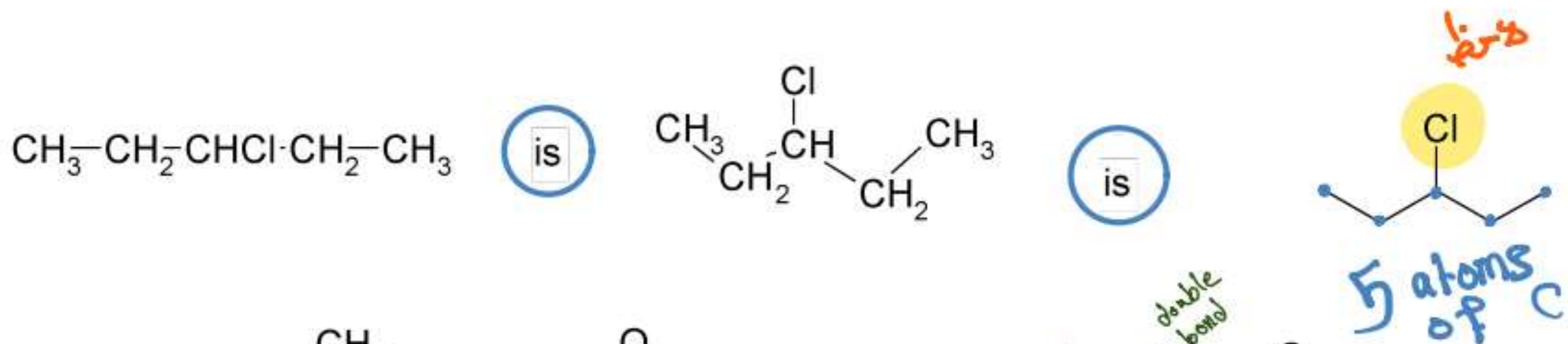
باختصار يجب أن نلاحظ كل ذرة كربون 4 روابط.

توضيح

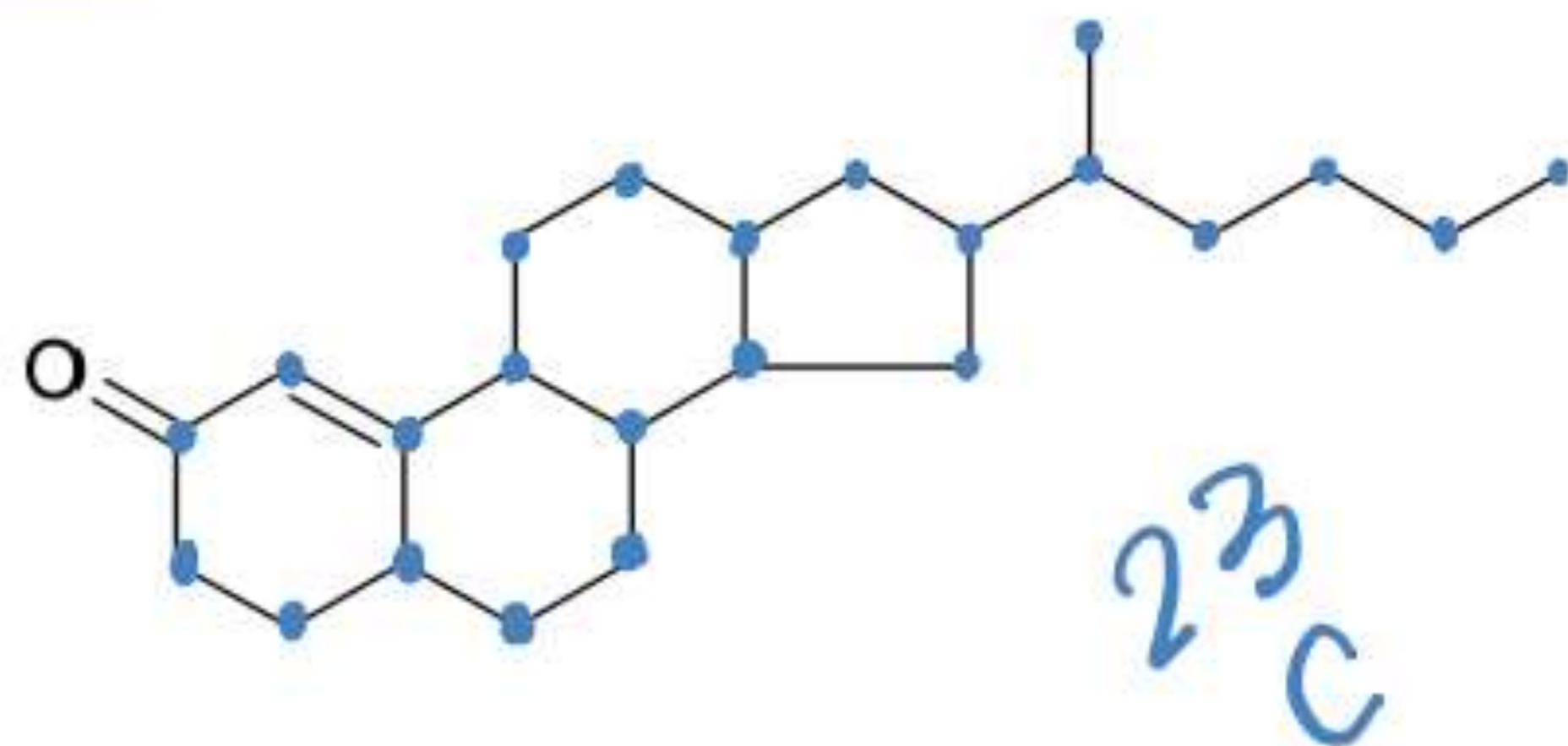
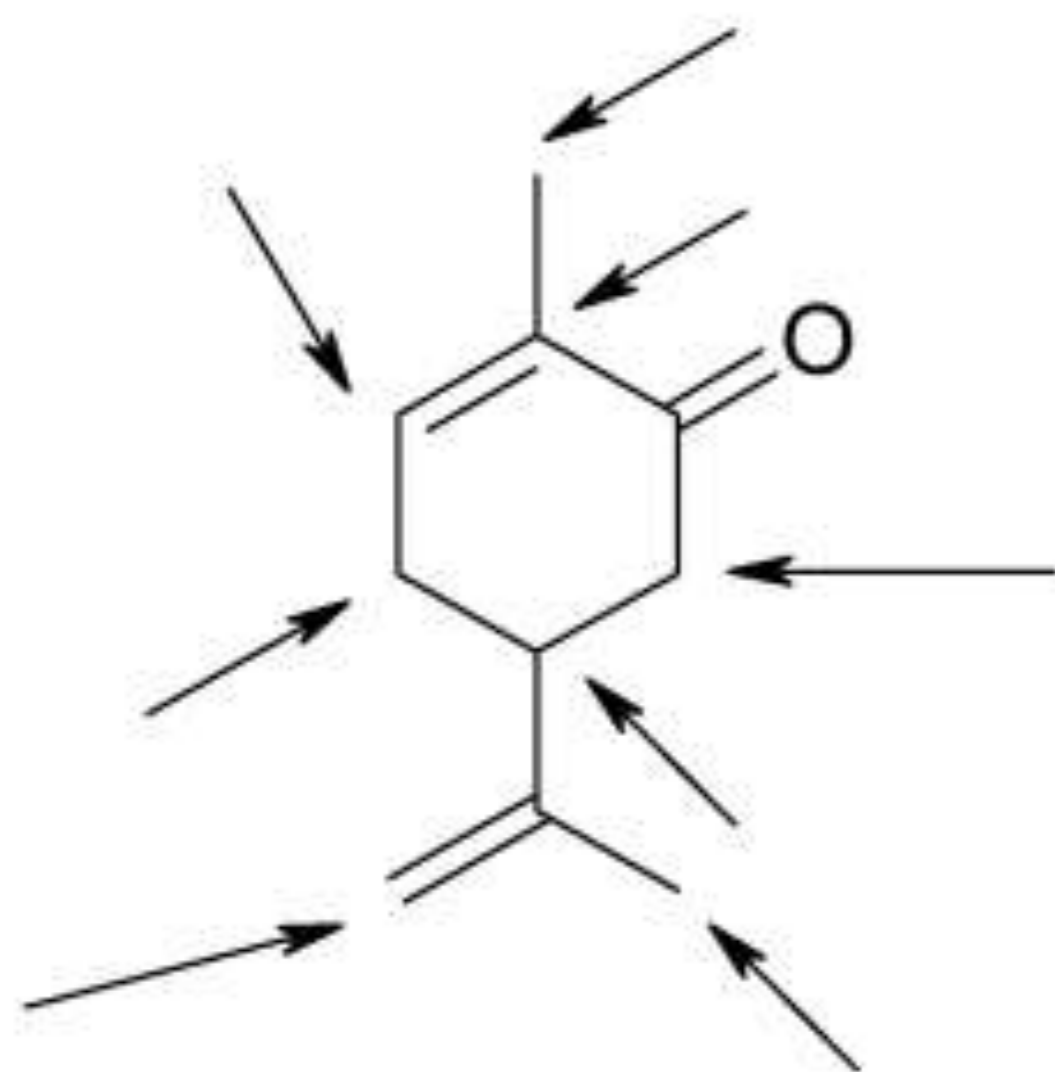


عدد ذرات الهيدروجين المتصلة مع ذرة الكربون هو العدد الذي يحسب عند الروابط ذي الأربعة.

Line Diagrams (cont'd)



نقطة التقاء خطين أو أكثر تعبر ذرة كربون واحدة [كل رأس حاد يعبر ذرة كربون]



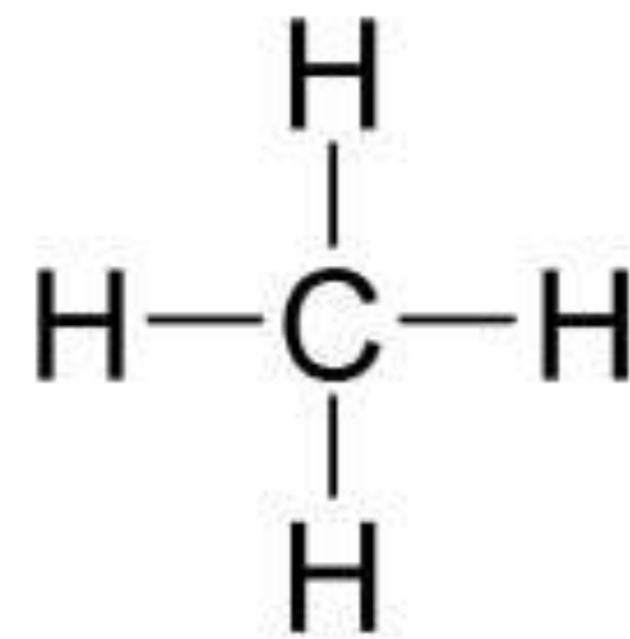
Line Diagrams (cont'd)

3D: it is often necessary to convey the 3-dimensional nature of molecules in line drawings.

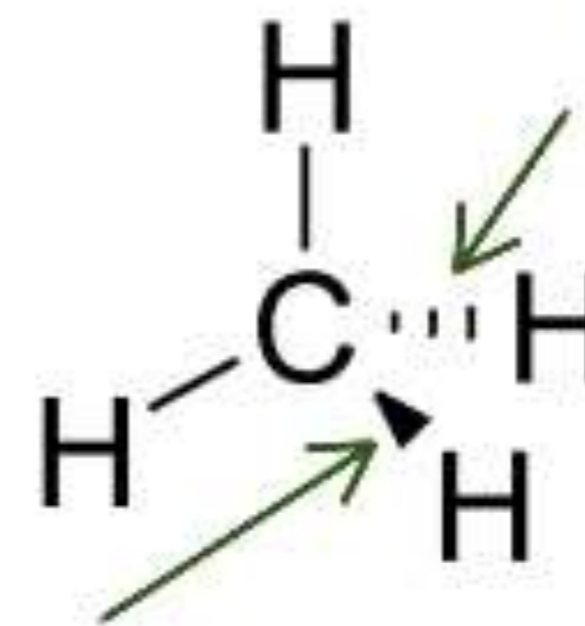
The conventions are:

- atoms that lie in the plain of the page are just lines
- Atoms above the plane of the page have a solid wedge coming to them
- Atoms behind the plane of the page have a dashed wedge to them
- Note: you usually try to convey correct bond angles if possible

Line Diagrams (cont'd)



methane
Lewis Structure



methane
3D Structure

dashed wedge
تعني خارج من الصفحة
ذكي خلف
(داخل بالقطعة)

Solid
Wedge

خارج من الصفحة
بانجاه الناظر

stereochemistry

هنا هم عند دراسة

لأنها تتطلب تخيل المركب في الفراغ

Molecular
Formula

مركبات لها نفس

التصاوغ

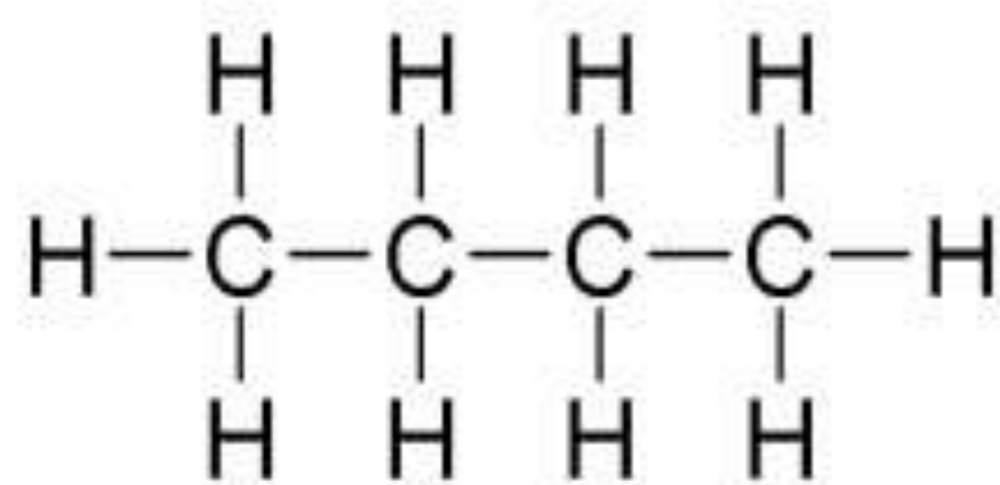
Structural
Formula

وتختلف في

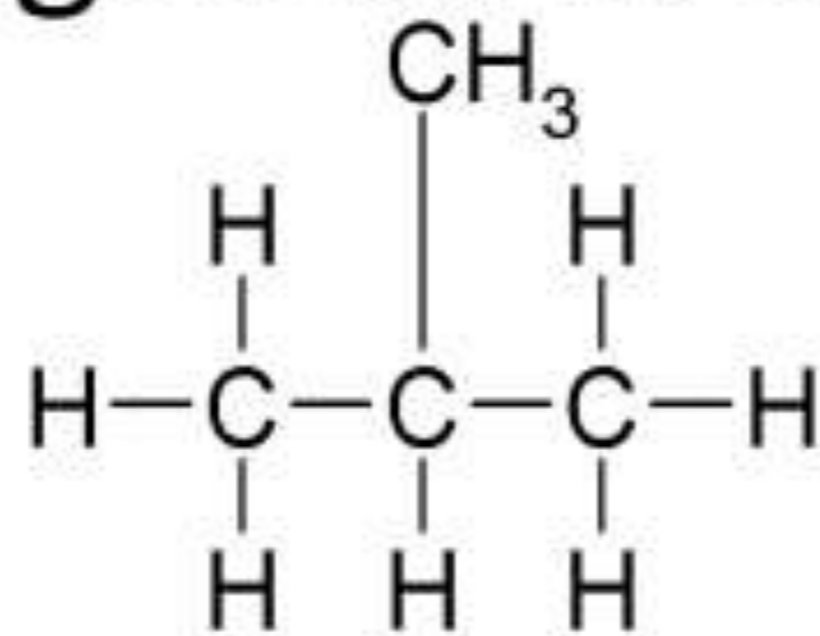
Isomers

Different compounds with the same Molecular formula

- **Structural** (or constitutional) isomers: have the same chemical formula but the atoms are bonded together in a different pattern, i.e.

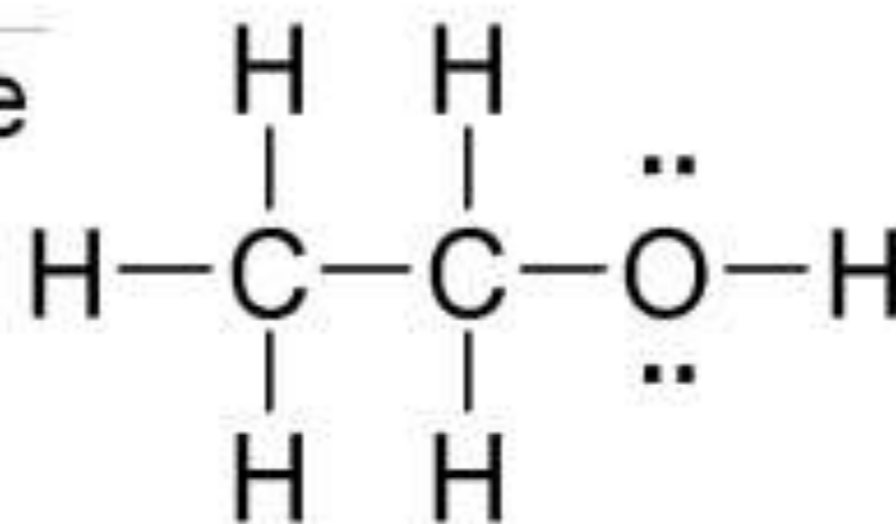


butane

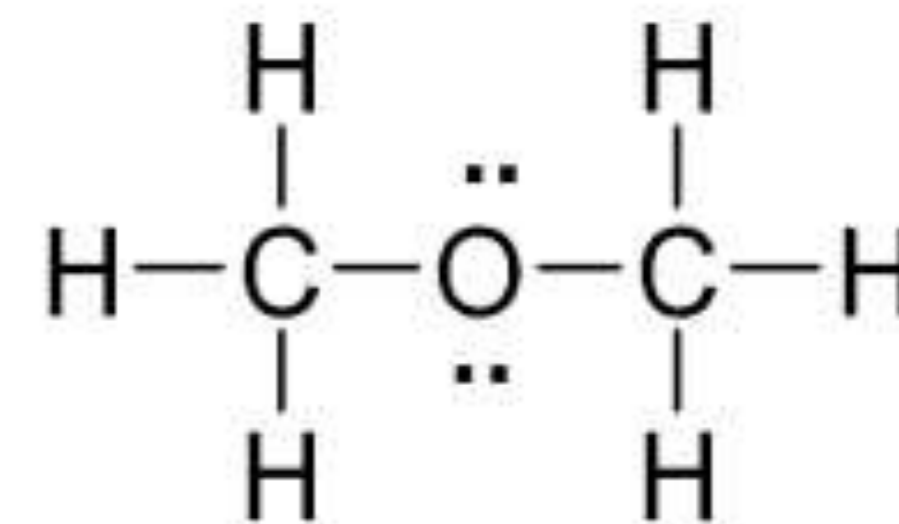


2-methylpropane

* لكل مركب خصائصه الفيزيائية
والكيميائية الخاصة به *



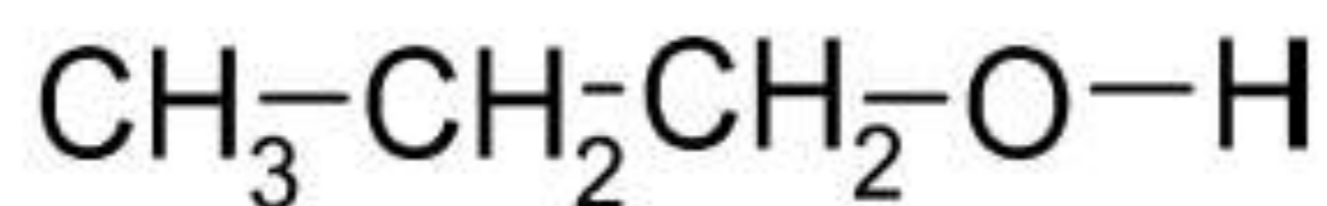
ethanol
(an alcohol)



dimethyl ether
(an ether)

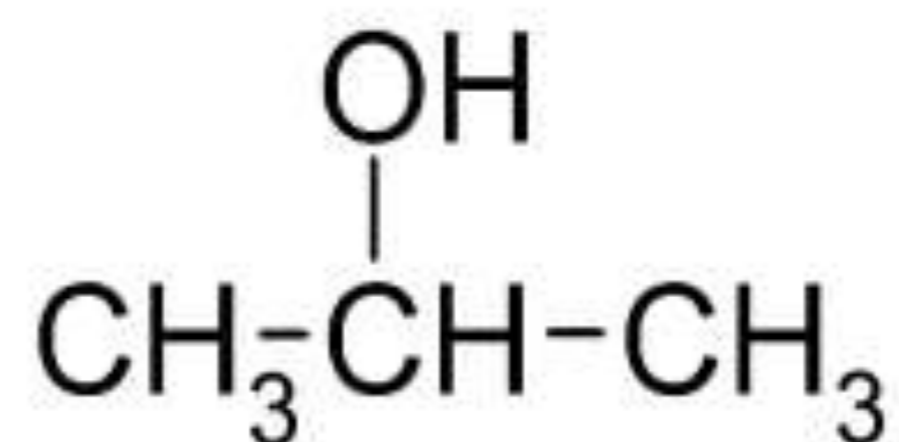
Isomers

Structural isomers have different physical and chemical properties:



1-propanol
(bp 97.4 C)

↓
boiling point
درجة الغليان



2-propanol
(bp 82.4 C)

Isomers

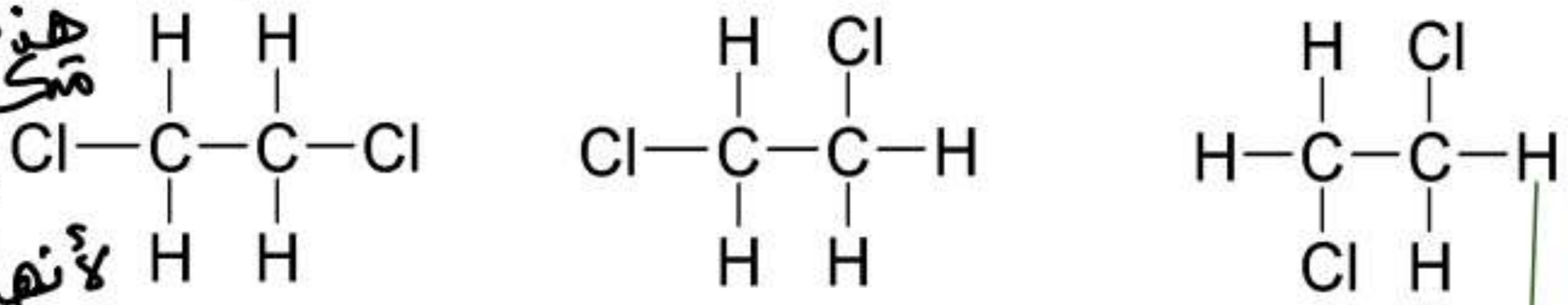
Be careful not to confuse the same molecule drawn in different orientations, i.e.

اتجاهات مختلفة

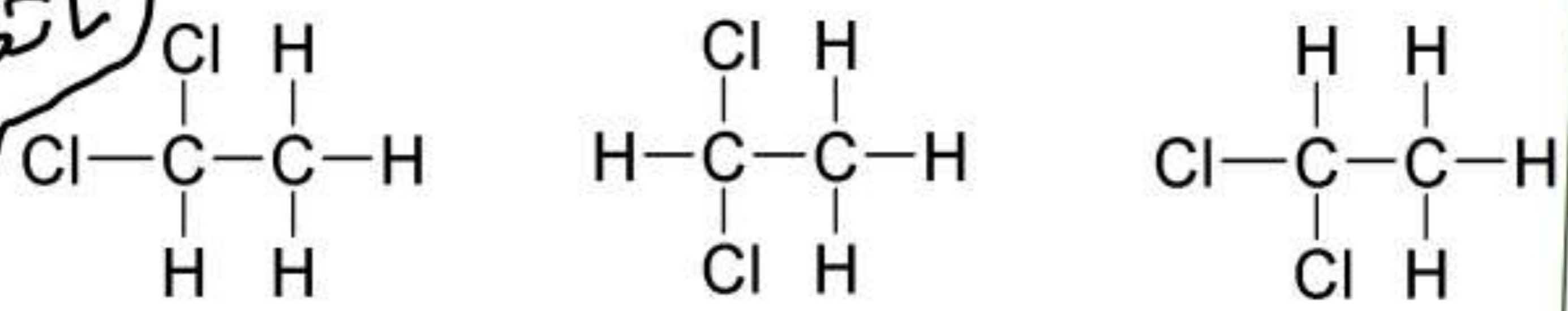
هذه المركبات الثلاثة متكافئة وليست متماثلات

لأنها تختلف في اتجاه وضع ذرة الكلور بالنسبة لنفس الذرة المرتبطة بها

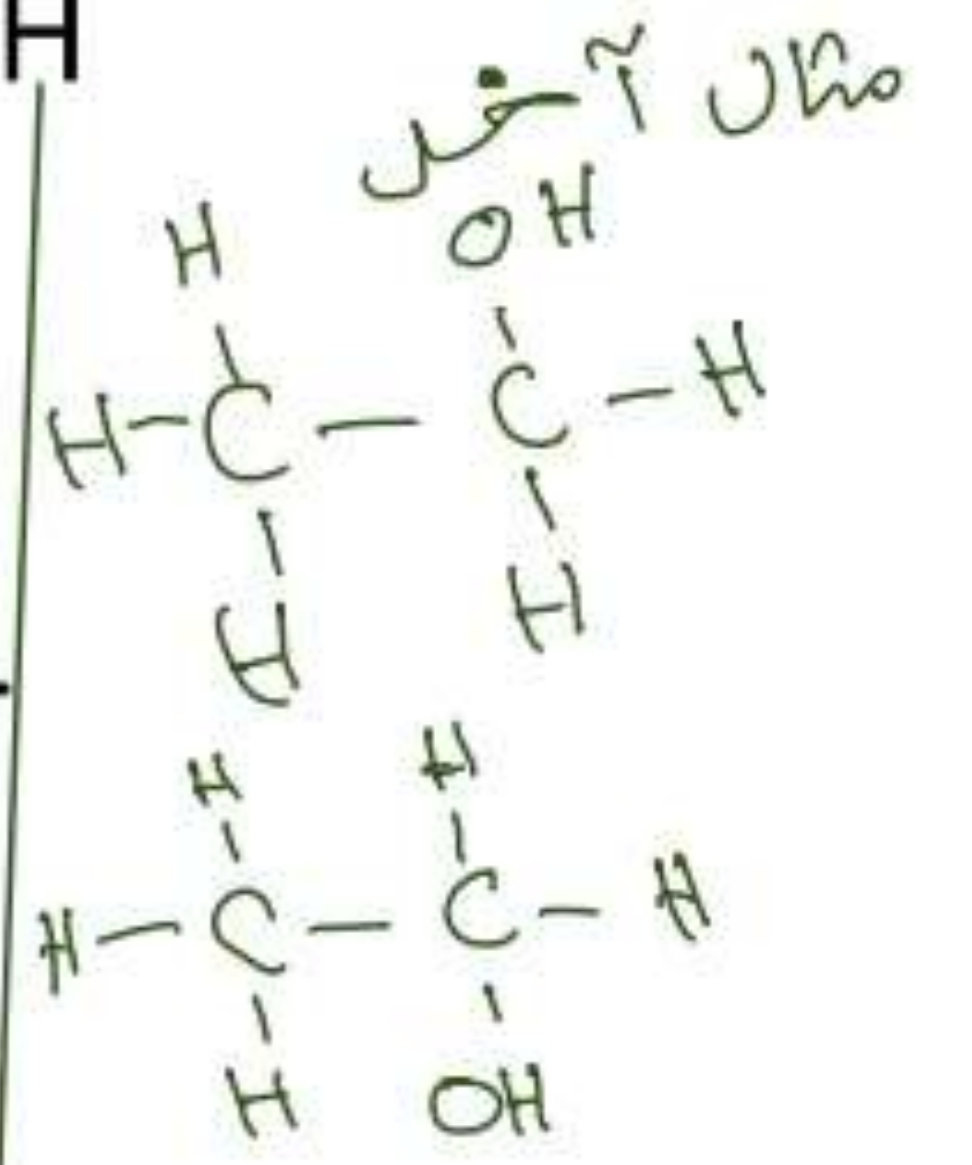
نتيجة عن ال free rotation



1,2-dichloroethane $\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{Cl}$ (bp 83.5 C)






1,1-dichloroethane CHCl_2CH_3 (bp 57.3 C)



هذا نفس المركب وليس متماثلات

Arrows

Arrows are used in a number of ways in chemistry. The most common is in reaction equations, where two types of arrows are used:

	forms or produces (implies 100%)	للتفاعلات التي تسير باتجاه واحد
	الانزلة equilibrium (rxn can go forward & backward)	للتفاعلات التي تسير باتجاهين (التفاعلات المتعكسة)
	double headed arrows are for resonance	

Arrows (cont'd)

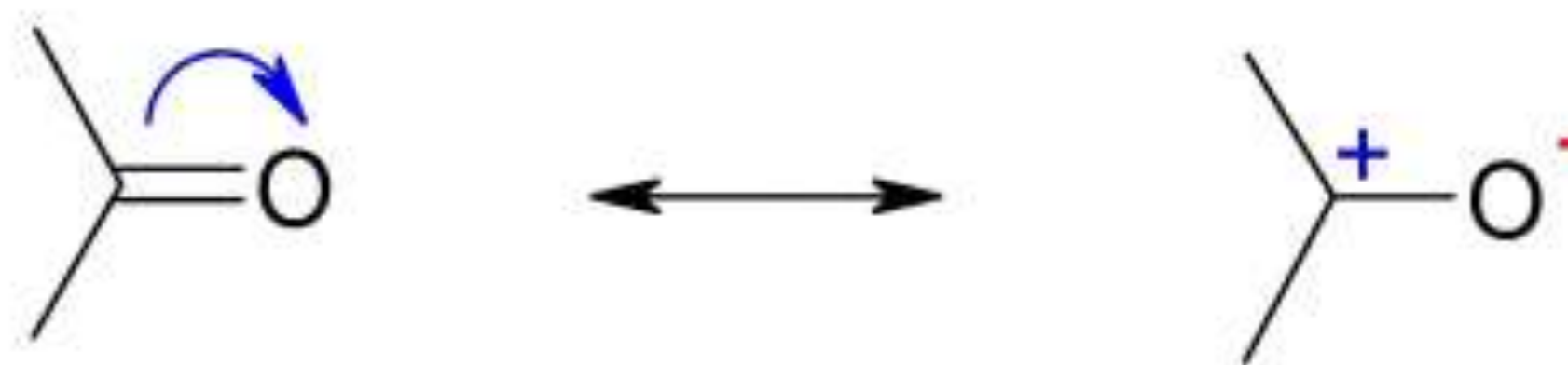
Organic chemistry also makes extensive use of “curly” arrows. These are used to indicate the movement of electrons in a chemical reaction. A double headed arrow is used for two electrons, and a single headed or fishhook arrow for the movement of a single electron (these are “free radical” processes).

The rules are very simple, the tail of the arrow starts on the electron(s) that will move and the head of the arrow points to where they will end up.

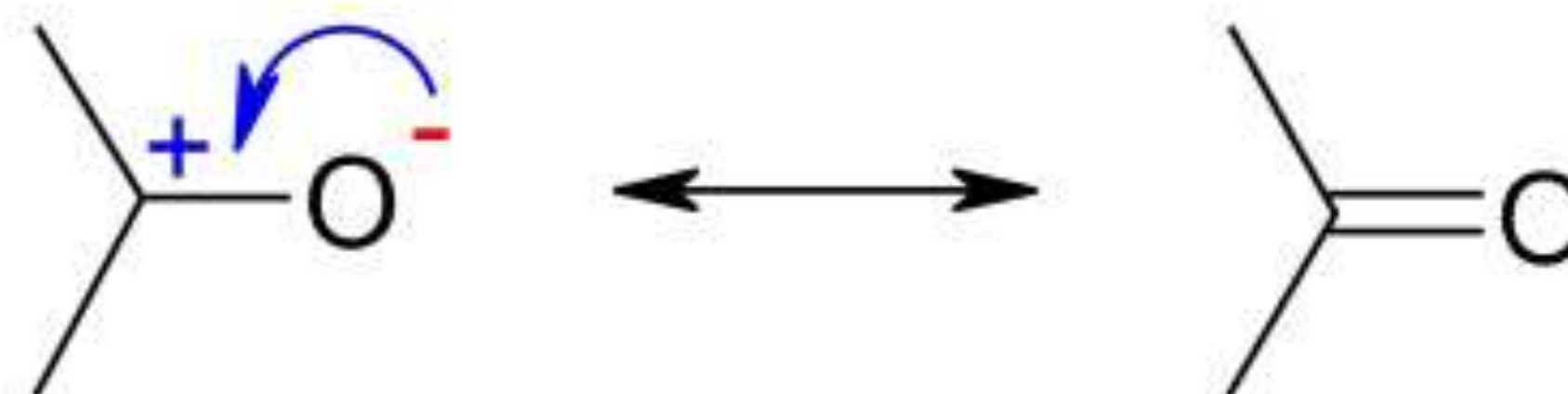
Arrows (cont'd)

For example:

In this process two bonding electrons (the π electrons) move to the O atom which gains one extra electron and acquires a formal negative charge, while the C atom loses an electron and acquires a formal positive charge.



Of course the reverse process is possible.



Acids and Bases

شرح

Acid / base properties are very important in organic chemistry. You should know this material.

Bronsted-Lowry acids: donate a proton (H^+).

Bronsted-Lowry bases: accept a proton.