

لسنا مسؤولين عن أية ملخصات تباع خارج الأكاديمية

LECTURE

Chemistry (217)
Organic

SUBJECT

First Material
Lecture (1)

LECTURERS

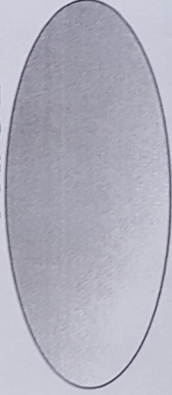
أ.عمار طلفاح

0787124146
0797383361

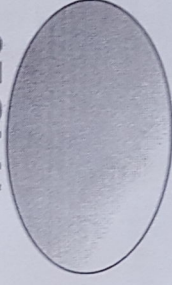
<https://www.facebook.com/groups/162092167467110/>

لسنا مسؤولين عن أية ملخصات تباع خارج الأكاديمية

PRICE



PAGES



Date

//

facebook

<https://www.facebook.com/groups/162092167467110/>

للاستفسار والاقتراحات

مدير الأكاديمية م. محمد الحجري :

0795350650

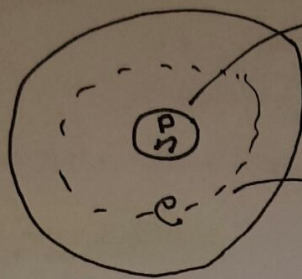
ب - مقابل البوابة الجنوبية لجامعة اليرموك
ح - ضاحية الرشيد - بجانب مخازن الرشيد

التدريس الجامعي و اللغات الحديثة

A) Atomic structure :

تركيب الذرة *

*



nucleons

1) proton (P) (

2) neutron (n) (

orbitals

2) electrons (

Charge

+

0

-

mass

Large)

Large)

nucleus

very

small)

* An atom model

* Main numbers for atoms :

1) Atomic number (Z) : # of protons or electrons in a neutral atom.

العدد الذري

Na : Z = 11

zero ←

atom :

P 11

e 11

Na⁺ (ion)

11

10

2) Mass number (A) : # of protons plus # of neutrons

العدد الكتلي

11 → Z (# of P)

n = A - Z

23 - 11 = 12 n

Na
23 → A (# P + # n)

3) Isotopes : Same atoms have same number of protons but different number of neutrons.

النفاثر

6	6	6
C	C	C
12	13	14

P : 6 6 6

n : 6 7 8

التدريس الجامعي و اللغات الحديثة

B) Atomic structure (orbitals): → الأفلانك

* orbital: The region in space where an electron is likely to be found (maximum 2 e's)
منطقة حول النواة تتواجد فيها الإلكترونات

* electrons around nucleus find in complex electron configuration. توزيع الإلكترونات معقد

1) shells

2) subshells

3) orbitals.

$n = \# \text{ shell}$

* shell (n)	subshell (n) <small>مدارات فرعية</small>	# of orbitals (n) ²	Total e)
1	1 (s)	1 (1s)	2
2	2 (s) (p)	1 (2s) 3 (2p)	6
3	3 (s) (p) (d)	1 (3s) 3 (3p) 5 (3d)	10
4	4 (s) (p) (d) (f)	1 4s 3 4p 5 4d 7 4f	14

Types of subshells:

s	p	d	f
1	3	5	7
2	6	10	14

للتدريس الجامعي و اللغات الأجنبية

قواعد التوزيع الإلكتروني

* Rules for electronic configuration:

1) Aufbau rule: The lowest energy orbitals fill up first.

series: $1s/2s2p/3s3p/4s3d$

Ex/ P^{15} : $1s^2/2s^22p^6/3s^23p^3$

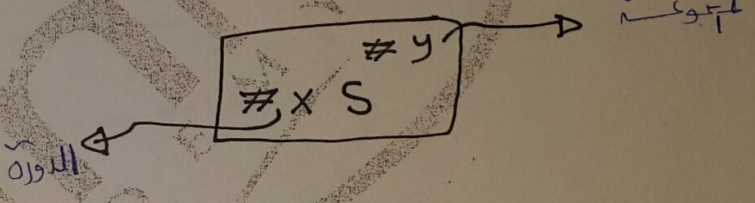
الكترونات المدار الأخير (الداخلي)
* valence e⁻

O^8 : $1s^2/2s^22p^4$

Ca^{20} : $1s^2/2s^22p^6/3s^23p^6/4s^2$

H^1 : $1s^1$

Rule: Valence e⁻s:



EX/	Atom	Valence e ⁻ s	# of group	# of period
	P	$3s^2 3p^3$	5	3
	O	$2s^2 2p^4$	6	2
	Ca	$4s^2$	2	4
	H	$1s^1$	1	1

Note:

IA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H^1	B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹
	Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷
				B ³	3s
				I ¹	5s

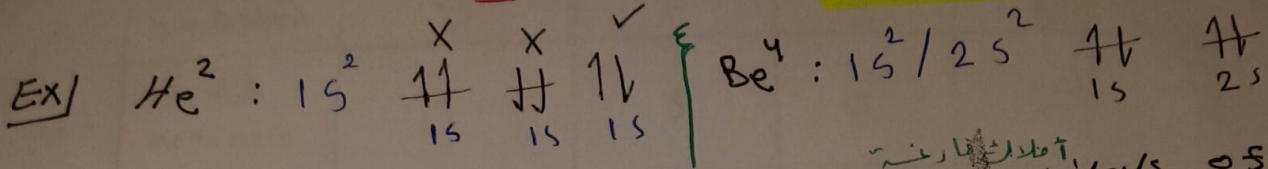
هذه مجموعة أي عنصر
هو نفسه عدد الكترونات
للمدار الأخير...

(Part of periodic table)

التدريس الجامعي و اللغات الأجنبية

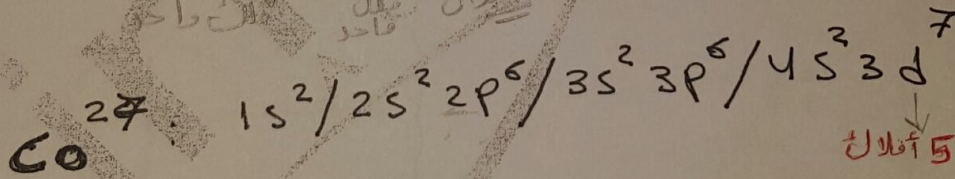
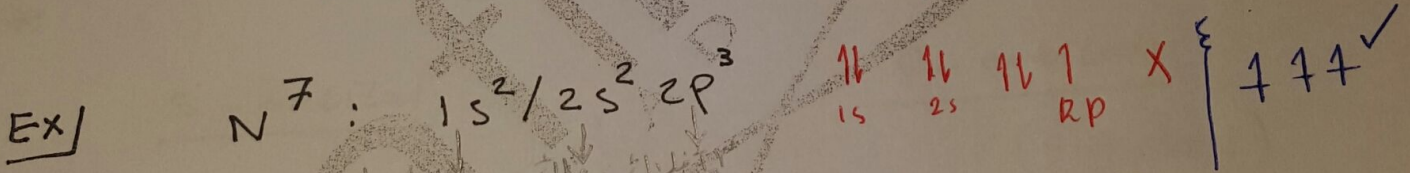
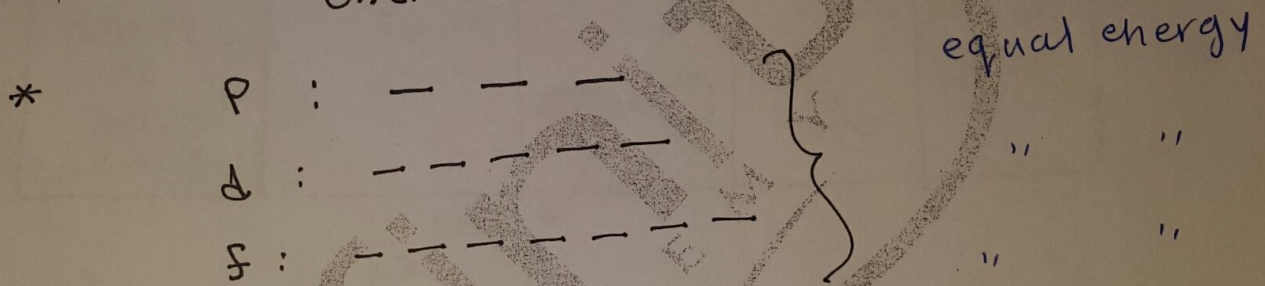
2) Pauli exclusion principle: only two electrons can occupy an orbital, and they must be of **opposite spin**.

يكون دوران إلكترونين في نفس المدار ...



3) Hund's rule: If two or more empty orbitals of equal energy are available, one electron occupies each with their spins parallel until all orbitals are half full.

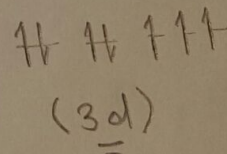
S ما بهن في تان عنبرو
فلاقت واحد



* unpaired e⁻: N → 3

والكترونات غير زائجة

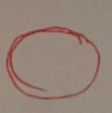


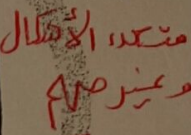
Co → 3



التدريس الجامعي و اللغات الحديثة

c) Kinds of subshell :

* مدار فرعي
* أشكال

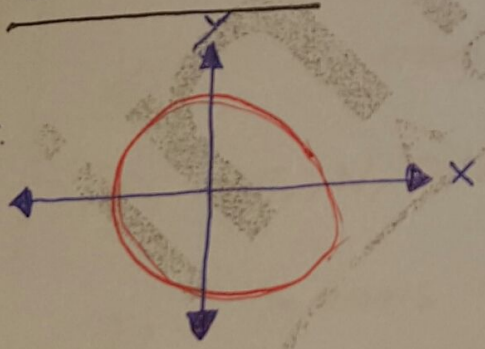
subshell	S	P	d	f
# of orbitals	1	3	5	7
Electron capacity	2	6	10	14
shape of orbital أشكال	sphere كرة 	dumbbell عقدة 	clover leaf ورقة النخيل 	multi- shape متعدد الأشكال وعبرهم 

node
عقدة

*

s-orbital

(1) s:

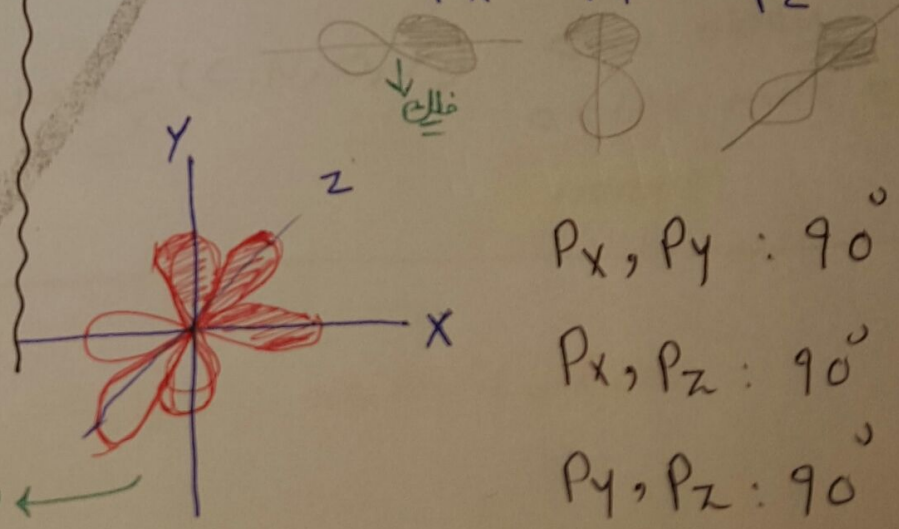


المدار الكروي والفلت نفس الشكل

p-orbitals

P (subshell)

P_x P_y P_z



P_x, P_y : 90°

P_x, P_z : 90°

P_y, P_z : 90°

عمودي perpendicular

E) ways of representation structures of compounds.

1) lewis structure:

* صفا قيم الأوصاف فقط في الكثرينات المدار الأ جبر وتم وقعها على كل نقاط (dots).

* هذه الطريقة تفسر من أهم لوف رسم المركبات الكيميائية لأنها مع

1- توضح كل ذرة وارتباطها مع الذرات الأخرى.

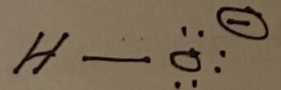
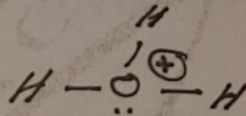
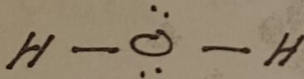
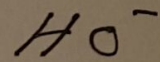
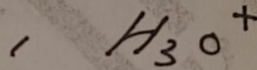
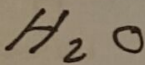
2- توضح الذرات التي تملأ.

1 - lone pairs.

بالقنوات الجبر رابط

2 - formal charge.

EX]

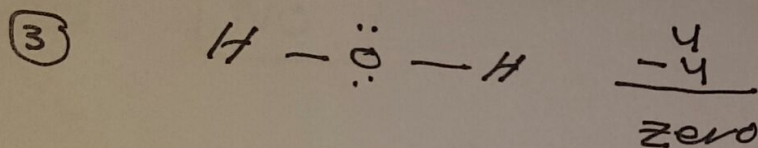
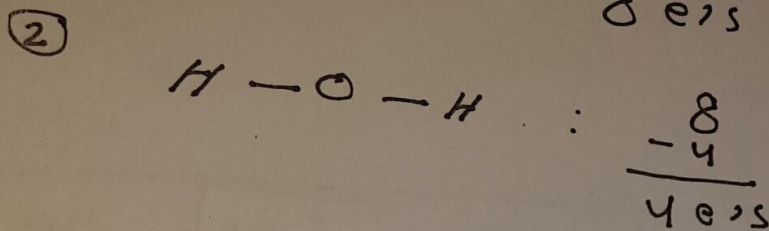


* steps to draw lewis structure.

- 1) Sum the valence electrons from all atoms.
 - Anion (-ve charge): add an electron for each negative charge
 - cation (+ve charge): subtract an electron for each positive charge.
- 2) Put the central atom (less electronegative) and bonded atoms, then attach between them by single bond.
(Rule: H No central atom)
- 3) Complete the octets of the atoms bonded to the central atom. (Rule: H needs only 2 e^s).
- 4) Place any leftover electrons on the central atom.
- 5) If there are not enough electrons to give the central atom an octet, try multiple bonds.
(Remember: Be, B, Al can have less octet)

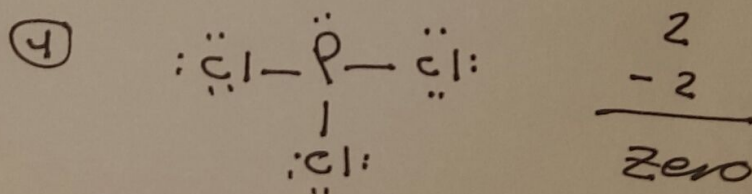
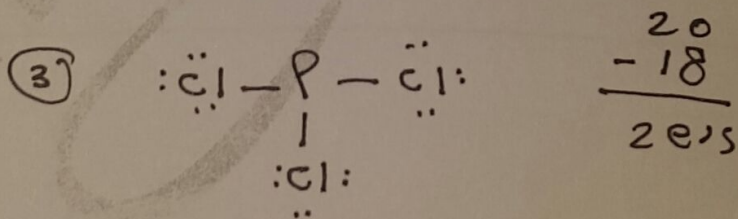
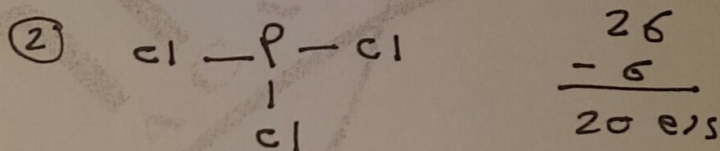
EX/ H_2O

$$\begin{aligned} \textcircled{1} \quad 2 * H &= 2 * 1 = 2 \\ 1 * O &= 1 * 6 = 6 \\ \hline &8 \text{ e.s.} \end{aligned}$$

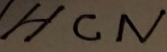


EX/ PCl_3

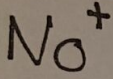
$$\begin{aligned} \textcircled{1} \quad 1 * P &= 1 * 5 = 5 \\ 3 * Cl &= 3 * 7 = 21 \\ \hline &26 \text{ e.s.} \end{aligned}$$



Ex]



Ex]



« لا يوجد ذرة مركزية ما نضع الإلكترونات في الأعلى كهرومغناطيسية

Ex]

