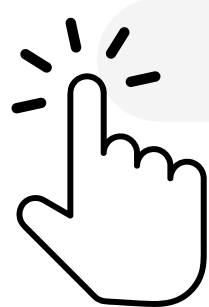


تم تحميل ورفع المادة على منصة



للعودة الى الموقع اكتب في بحث جوجل



المعلم التعليمي



ALMUALM.COM

محلولة
ملخص الفصل الأول
كيمياء 1-2

@molakhasatiaseeel

قناتي التلجرام للملخصات: اضغط هنا!

مع أسئلة تدريبية

Tiktok:

@molakhasi.aeel

Telegram:

ملخصات أسيل
@molakhasatiaseeel

⚠️ أمتنع الاستفاده منه بغرض تجاري!



المصطلح	تعريفه
التركيب النسبي المئوي	النسب المئوية بالكتلة لكل العناصر في المركب
الصيغة الأولية	الصيغة التي تبين اصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب
الصيغة الجزيئية	الصيغة التي تعطي العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزيء واحد من المادة

@molakhasatiaseeel



القوانين والمسائل

الفكرة 1	النسبة المئوية للعنصر	النسبة المئوية للعنصر = $100 \times \frac{\text{كتلة العنصر} \times \text{عدد ذراته}}{\text{الكتلة المولية للمركب}}$
----------	-----------------------	--

1	ما التركيب النسبي المئوي لحمض الفوسفوريك H_3PO_4 ؟
الكتل المولية للعناصر: H=1 P=31 O=16 الكتلة المولية للمركب: $(1 \times 3) + (31 \times 1) + (16 \times 4) = 98 \text{ g/m}$ النسبة المئوية ل H: $100 \times \frac{3 \times 1}{98} = 3.06\%$ النسبة المئوية ل P: $100 \times \frac{1 \times 31}{98} = 31.63\%$ النسبة المئوية ل O: $100 \times \frac{4 \times 16}{98} = 65.31\%$	

2	احسب التركيب النسبي المئوي لكبريتات الصوديوم Na_2SO_4 :
الكتل المولية للعناصر: Na=23 S=32 O=16 الكتلة المولية للمركب: $(2 \times 23) + (1 \times 32) + (4 \times 16) = 142 \text{ g/m}$ النسبة المئوية ل Na: $100 \times \frac{2 \times 23}{142} = 32.4\%$ النسبة المئوية ل S: $100 \times \frac{1 \times 32}{142} = 22.53\%$ النسبة المئوية ل O: $100 \times \frac{4 \times 16}{142} = 45.07\%$	

3	احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في CaCl_2 :
الكتل المولية للعناصر: $\text{Ca}=40$ $\text{Cl}=35.5$ الكتلة المولية للمركب: $(1 \times 40) + (2 \times 35.5) = 111 \text{ g/m}$ النسبة المئوية لـ Ca: $100 \times \frac{1 \times 40}{111} = 36\%$ النسبة المئوية لـ O: $100 \times \frac{2 \times 35.5}{111} = 64\%$	

تمرين إضافي

@molakhasatiaseeel

الفكرة 2	الصيغة الأولية	يمكن استعمال التركيب النسبي المئوي أو كتل العناصر في كتلة محددة من المركب لحساب الصيغة الأولية
----------	----------------	--

1						ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي على 35.98% ألومنيوم و 64.02% كبريت ؟
الكتل المولية للعناصر: S: 32 Al: 27						
العنصر	النسبة المئوية	الكتلة بالجرام	عدد المولات	(التبسيط) بالقسمة على أقل عدد مولات	(التحويل إلى أعداد صحيحة) بالضرب في أصغر عدد	الصيغة الأولية
Al	%35.98	35.98g	$\frac{35.98}{27} = 1.33\text{mol}$	$\frac{1.33}{1.33} = 1$	2x1=2	Al ₂ S ₃
S	%64.02	64.02g	$\frac{64.02}{32} = 2\text{mol}$	$\frac{2}{1.33} = 1.5$	2x1.5=3	

يتبع ...



اكتب الصيغة الأولية للبروبان الذي يتكون من 81.82% كربون و 18.18% هيدروجين :						2
الكتل المولية للعناصر: C: 12 H: 1						
العنصر	النسبة المئوية	الكتلة بالجرام	عدد المولات	(التبسيط) بالقسمة على أقل عدد مولات	(التحويل إلى أعداد صحيحة) بالضرب في أصغر عدد	الصيغة الأولية
C	81.82%	81.82g	$\frac{81.82}{12} = 6.82 \text{ mol}$	$\frac{6.82}{6.82} = 1$	$3 \times 1 = 3$	C_3H_8
H	18.18%	18.18g	$\frac{18.18}{1} = 18.18 \text{ mol}$	$\frac{18.18}{6.82} = 2.67$	$3 \times 2.67 = 8.01$	

@molakhasatiaseeel

تمرين إضافي



املأ الجدول أدناه:

حدد الصيغة الأولية للمركبات المعطاة أدناه:	
HSO_2	H_2SO_4 - حمض الكبريتيك -
$\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$	$\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ - كافيين -
CH_2O	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ - الجلوكوز -

بالتبسيط (القسمة على القاسم المشترك للأعداد)



الفكرة 3	الصيغة الجزيئية	نوجد الصيغة الأولية للمركب و كتلة الصيغة الأولية المولية و مضاعف الصيغة الأولية لإيجاد الصيغة الجزيئية للمركب
----------	-----------------	---

1	وجد أن مركبا يحتوي على C 49.98g و H 10.47g . فإذا كانت الكتلة المولية للمركب 58.12g/m , فما صيغته الجزيئية؟				
الكتل المولية للعناصر: H: 1 C: 12					
العنصر	الكتلة بالجرام	عدد المولات	(التبسيط) بالقسمة على أقل عدد مولات	(التحويل إلى أعداد صحيحة) بالضرب في أصغر عدد	الصيغة الأولية
C	49.98g	$\frac{49.98}{12} = 4.16\text{mol}$	$\frac{4.16}{4.16} = 1$	2x1=2	C ₂ H ₅
H	10.47g	$\frac{10.47}{1} = 10.47\text{mol}$	$\frac{10.47}{4.16} = 2.5$	2x2.5=5	
الكتلة المولية للصيغة الأولية C ₂ H ₅ :			مضاعف الصيغة الأولية		الصيغة الجزيئية
(2x12)+(5x1)= 29 g/mol			$\frac{58.12}{29} = 2$		C ₂ H ₅ x 2 = C ₄ H ₁₀

يتبع ...

@molakhasatiaseeel



سائل عديم اللون يتكون من 46.68% نيتروجين و 53.32% أكسجين, وكتلته المولية 60.01 g/mol , فما صيغته الجزيئية؟						2
الكتل المولية للعناصر: N: 14 O: 16						
العنصر	النسبة المئوية	الكتلة بالجرام	عدد المولات	(التبسيط) بالقسمة على أقل عدد مولات	(التحويل إلى أعداد صحيحة) بالضرب في أصغر عدد	الصيغة الأولية
N	46.68%	46.68g	$\frac{46.68}{14} = 3.3\text{mol}$	$\frac{3.3}{3.3} = 1$	1x1=1	NO
O	53.32%	53.32g	$\frac{53.32}{16} = 3.3\text{mol}$	$\frac{3.3}{3.3} = 1$	1x1=1	
الكتلة المولية للصيغة الأولية NO:			مضاعف الصيغة الأولية		الصيغة الجزيئية	
(1x14)+(1x16)= 30 g/mol			$\frac{60.01}{30} = 2$		NO x 2 = N ₂ O ₂	

تمرين إضافي

املأ الجدول أدناه:

اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات المدونة في الجدول أدناه:

الصيغة الأولية	مضاعف الصيغة الأولية	الصيغة الجزيئية
Al ₂ O ₃	3	Al ₆ O ₉
CH ₂	2	C ₂ H ₄
SiO ₂	1	SiO ₂
C ₂ H ₄	5	C ₁₀ H ₂₀

1-2	صيغ الأملاح المائية	مصطلحات الدرس
-----	---------------------	---------------

المصطلح	تعريفه
الملح المائي	مركب يحتوي على عدد معين من جزيئات الماء المرتبطة بذراته
ماء التبلور	جزيئات الماء المحتجزة التي تصبح جزء من البلورة
المجففات	أملاح لائمية تمتص الماء من الهواء أو تجففه

@molakhasatiaseeel

القوانين والمسائل

الفكرة 1	تحديد صيغة الملح المائي	لإيجاد كتلة ماء التبلور نطرح كتلة الملح اللائمي من كتلة الملح المائي
----------	-------------------------	--

MgSO₄ 48.8% H₂O 51.2% ما صيغة هذا الملح المائي؟ وما اسمه؟							1
الكتل المولية للعناصر: Mg: 24 S: 32 O: 16 H: 1							
المواد	النسبة المئوية	الكتلة بالجرام	الكتلة المولية	عدد المولات	القسمة على اصغر ناتج	الصيغة والاسم	
H ₂ O	51.2%	51.2g	18	$\frac{51.2}{18} = 2.86\text{mol}$	$\frac{2.86}{0.406} = 7.06$	MgSO ₄ .7H ₂ O	
MgSO ₄	48.8%	48.8g	(1x24)+(1x32)+(4x16)=120 g/m	$\frac{48.8}{120} = 0.406\text{mol}$	$\frac{0.406}{0.406} = 1$	كبريتات الماغنسيوم سباعية الماء	

أكمل الجدول أدناه:

اسم المركب	صيغته
كلوريد الاسترانشيوم سداسي الماء	$\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
كلوريد الكوبالت II ثنائي الماء	$\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



انتهى الدرس

المصطلح	تعريفه
الحسابات الكيميائية	دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي
النسبة المولية	النسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة

@molakhasatiaseeel

معلومات مهمة

المصطلح	ترجمته	استخداماته
atoms	ذرة	عندما يكون الجسيم عبارة عن ذرة واحدة فقط
molecules	جزيئاً	عندما يكون أكثر من ذرة
Formula units	وحدة صيغة	عندما يكون جزيئاً أيوني أو تساهمي

القوانين والمسائل

الفكرة 1	تفسير المعادلات الكيميائية	تفسيرها من حيث عدد الجسيمات والمولات والكتلة
----------	----------------------------	--

@molakhasatiaseeel

فسر المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية من حيث عدد الجسيمات والمولات والكتلة، آخذا بعين الاعتبار قانون حفظ الكتلة:



Mg: 24

O: 16

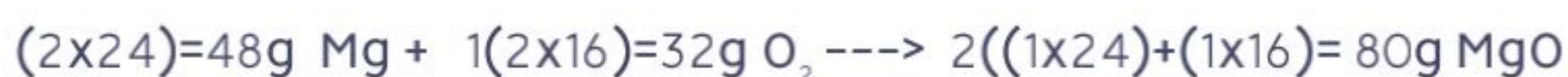
الكتل المولية للعناصر:



عدد الجسيمات



عدد المولات



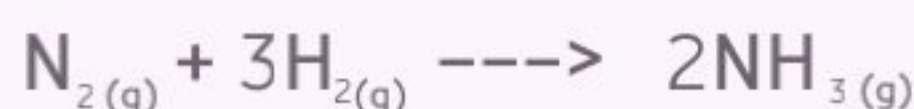
الكتلة

المتفاعلات: 80g

النواتج: 80g

نتأكد من تطبيق قانون حفظ الكتلة

@molakhasatiaseeel



N: 14

H: 1

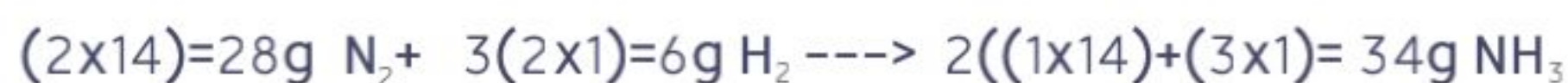
الكتل المولية للعناصر:



عدد الجسيمات



عدد المولات



الكتلة

المتفاعلات: 34g

النواتج: 34g

نتأكد من تطبيق قانون حفظ الكتلة

عدد النسب المولية = $n(n-1)$ <-- عدد المواد المتفاعلة والنتيجة	نسبة المولات	الفكرة 2
--	--------------	----------

حدد النسب المولية جميعها لكل من المعادلات الكيميائية الموزونة الالآتية:

$4Al_{(s)}+3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$					
بتطبيق القانون: $3(3-1)=6$					
$\frac{4\text{ mol Al}}{3\text{ mol O}_2}$	$\frac{4\text{ mol Al}}{2\text{ mol Al}_2\text{O}_3}$	$\frac{3\text{ mol O}_2}{4\text{ mol Al}}$	$\frac{3\text{ mol O}_2}{2\text{ mol Al}_2\text{O}_3}$	$\frac{2\text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4\text{ mol Al}}$	$\frac{2\text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3\text{ mol O}_2}$

$2HgO_{(s)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$					
بتطبيق القانون: $3(3-1)=6$					
$\frac{2\text{ mol HgO}}{2\text{ mol Hg}}$	$\frac{2\text{ mol HgO}}{1\text{ mol O}_2}$	$\frac{2\text{ mol Hg}}{2\text{ mol HgO}}$	$\frac{2\text{ mol Hg}}{1\text{ mol O}_2}$	$\frac{1\text{ mol O}_2}{2\text{ mol HgO}}$	$\frac{1\text{ mol O}_2}{2\text{ mol Hg}}$

@molakhasatiaseeel

مل

1-4	حسابات المعادلات الكيميائية	القوانين والمسائل
-----	-----------------------------	-------------------



الفكرة 1	حساب المولات	المعطى بالمول والمطلوب بالمول
----------	--------------	-------------------------------

1	ما عدد مولات CO_2 التي تنتج عن احتراق 10mol من C_3H_8 في كمية وافرة من الأكسجين؟	
	المعادلة الموزونة	$\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 3\text{CO}_{2(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
	المواد	C_3H_8 3CO_2
	من المعادلة	1 mol 3 mol
	من المسألة	10 mol X (عدد المولات)
	عدد المولات	$x = \frac{3 \times 10}{1} = 30 \text{ mol } \text{CO}_2$

@molakhasatiaseeel

2	ما عدد مولات H_2S الناتجة عن تفاعل 1.5 من S_8	
	المعادلة الموزونة	$2\text{CH}_{4(g)} + \text{S}_{8(s)} \rightarrow 2\text{CS}_{2(l)} + 4\text{H}_2\text{S}_{(g)}$
	المواد	S_8 H_2S
	من المعادلة	1 mol 4 mol
	من المسألة	1.5 mol X (عدد المولات)
	عدد المولات	$x = \frac{4 \times 1.5}{1} = 6 \text{ mol } \text{H}_2\text{S}$

المعطى بالكتلة والمطلوب بالكتلة	حساب الكتلة	الفكرة 2
---------------------------------	-------------	----------

حدد كتلة H_2O الناتجة عن تحليل 25g من نترات الأمونيوم الصلبة NH_4NO_3	1
$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2H_2O(g)$	المعادلة الموزونة
N: 14 H: 1 O: 16	الكتل المولية للعناصر:
NH_4NO_3	المواد
$2H_2O$	
$(1 \times 14) + (4 \times 1) + (1 \times 14) + (3 \times 16) = 80g$	من المعادلة
$2(2 \times 1) + (2 \times 16) = 36g$	
25g	من المسألة
X (الكتلة)	
$x = \frac{36 \times 25}{80} = 11.25 g H_2O$	عدد المولات

@molakhasatiaseeel

حدد كتلة N_2 الناتجة عن تحليل 100g من NaN_3 :	2
$2NaN_3(s) \rightarrow 2Na(s) + 3N_2(g)$	المعادلة الموزونة
Na: 23 N: 14	الكتل المولية للعناصر:
$2NaN_3$	المواد
$3N_2$	
$2((1 \times 23) + (3 \times 14)) = 130g$	من المعادلة
$2(3 \times 14) = 84g$	
100g	من المسألة
X (الكتلة)	
$x = \frac{84 \times 100}{130} = 64.6 g N_2$	عدد المولات

المعطى بالمول والمطلوب بالكتلة	تحويل المولات لكتلة	الفكرة 3
--------------------------------	------------------------	----------

1	احسب كتلة كلوريد الصوديوم NaCl المعروف بملح الطعام الناتجة عن تفاعل 1.25 mol من غاز الكلور Cl ₂ بشدة مع الصوديوم :	
المعادلة الموزونة		$2\text{Na}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NaCl}_{(s)}$
الكتل المولية للعناصر: Na: 23 Cl: 35.5		
المواد	2NaCl	Cl ₂
من المعادلة	2 mol	1 mol
من المسألة	X (عدد المولات)	1.25 mol
عدد المولات	$x = \frac{1.25 \times 2}{1} = 2.5 \text{ mol NaCl}$	
الكتلة بالجرام	$2.5 \times (1 \times 23) + (1 \times 35.5) = 146.25 \text{g NaCl}$	

@molakhasatiaseeel



1-5	المادة المحددة للتفاعل	مصطلحات الدرس
-----	------------------------	---------------

@molakhasatiaseeel

المصطلح	تعريفه
المادة المحددة للتفاعل	المادة التي تستهلك كلياً في التفاعل وتحدد كمية المادة الناتجة
المواد الفائضة	المواد الفائضة بعد توقف التفاعل



القوانين والمسائل

يتبع ...



أحسب كتلة P_4O_{10} الناتجة عن تفاعل 25g من الفوسفور مع 50g من الأكسجين		2
S: 31	O: 16	الكتل الذرية للعناصر
$P_{4(s)} + 5O_{2(g)} \rightarrow P_4O_{10(s)}$		المعادلة الموزونة
$P = (4 \times 31) = 124g$	$O = 5(2 \times 16) = 160g$	$P_4O_{10} = (4 \times 31) + (10 \times 16) = 284g$
الكتل المولية للمواد		
نحسب كتلة P_4O_{10} ونقارنه مع P (المادة المحددة للتفاعل)		
P	P_4O_{10}	-
124g	284g	من المعادلة
25g	X	من المسألة
$x = \frac{284 \times 25}{124} = 57.25g \quad P_4O_{10}$		كتلة P_4O_{10}
نحسب كتلة O مع P (المادة المحددة للتفاعل)		
P	O	-
124g	160g	من المعادلة
25g	X	من المسألة
$x = \frac{160 \times 25}{124} = 32.25g \quad O$		كتلة O

ملاحظة: لو طلع الناتج أكبر من المعطى في السؤال ف المادة المحددة خطأ

1-6	نسبة المردود المئوية	مصطلحات الدرس
-----	----------------------	---------------

المصطلح	تعريفه
المردود النظري	أكبر كمية من الناتج يمكن الحصول عليها من كمية المادة المتفاعلة المعطاة
المردود الفعلي	كمية المادة الناتجة عن اجراء تفاعل كيميائي
نسبة المردود المئوية	نسبة المردود الفعلي الى المردود النظري في صورة نسبة مئوية

نسبة المردود المئوية	تعطى بالقانون:	$100 \times \frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}}$
----------------------	----------------	--

القوانين والمسائل

1	تتكون كرومات الفضة الصلبة Ag_2CrO_4 عند اضافة كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 الى محلول يحتوي على 0.500g من نترات الفضة AgNO_3 . احسب المردود النظري لكرومات الفضة واحسب النسبة المئوية اذا كانت كتلة كرومات الفضة الناتجة فعلياً هي 0.455g	
المعادلة الموزونة		$2\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) + 2\text{KNO}_3(\text{aq})$
الكتل الذرية للعناصر: N: 14 O: 16 K: 39 Cr: 52 Ag: 107.87		
المواد	Ag_2CrO_4	2AgNO_3
من المعادلة	$(2 \times 107.87) + (1 \times 52) + (4 \times 16) = 331.74$	$2((1 \times 107.87) + (1 \times 14) + (3 \times 16)) = 339.74$
من المسألة	x	0.5g
المردود النظري	$x = \frac{331.74 \times 0.5}{339.74} = 0.488 \text{g } \text{Ag}_2\text{CrO}_4$	
نسبة المردود المئوية	$93.2\% = 100 \times \frac{0.455}{0.488} = 100 \times \frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}}$	

2	احسب المردود النظري لـ $AlCl_3$ اذا تفاعل قرص مضاد للحموضة يحتوي على 14g من $Al(OH)_3$ تماما مع حمض المعدة HCl
المعادلة الموزونة	$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$
الكتل الذرية للعناصر:	Al: 27 O: 16 H: 1 Cl: 35.5
المواد	$Al(OH)_3$ $AlCl_3$
من المعادلة	$(1 \times 27) + (3 \times 16) + (3 \times 1) = 78g$ $(1 \times 27) + (3 \times 35.5) = 133.5$
من المسألة	14g x
المردود النظري	$x = \frac{133.5 \times 14}{78} = 23.9g \text{ } AlCl_3$

@molakhasatiaseeel



محلولة
ملخص الفصل الثاني
كيمياء 1-2

@molakhasatiaseeel

قناتي التلجرام للملخصات: اضغط هنا!

مع أسئلة تدريبية

Tiktok:

@molakhasi.aeel

Telegram:

ملخصات أسيل
@molakhasatiaseeel

⚠️ أمتنع الاستفاده منه بغرض تجاري!



الضوء طبيعة ثنائية { موجية وجسيمية }

@molakhasatiaseeel

الطبيعة الموجية للضوء

الاشعاع الكهرومغناطيسي

- تعريفه: شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك الموجي في أثناء انتقاله في الفضاء
- من أمثلته: الضوء المرئي - الميكرويف - الأشعة السينية - موجات الراديو

خصائص الموجات

الخاصية	تعريفها	وحدة قياسها	رمزها
الطول الموجي	أقصر مسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين	m-cm-nm	λ
التردد	عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية	Hz-s-1/s	f
سعة الموجة	مقدار ارتفاع القمة أو انخفاض القاع عن مستوى خط الأصل	-	-
سرعة الموجة	حاصل ضرب التردد الموجي في الطول الموجي	m/s	c

ملحوظة: قيمة سرعة الضوء (c): $3 \times 10^8 \text{ m/s}$ / جميع الموجات الكهرومغناطيسية تسير بسرعة الضوء

ملحوظة

العلاقات

- ما العلاقة بين الطول الموجي والتردد الموجي؟ علاقة عكسية
- ما العلاقة بين الطاقة والتردد الموجي؟ علاقة طردية
- هل يؤثر الطول الموجي والتردد الموجي في سعة الموجة؟ لا

الطيف الكهرومغناطيسي

- **تعريفه:** سلسلة من الموجات المتصلة التي تسير بسرعة الضوء والتي تختلف في التردد والطول الموجي فقط

عند تسليط الضوء على منشور زجاجي يمر الضوء من خلاله يتحلل الى طيف متصل من الألوان تسمى بألوان الطيف المرئي المسمى بالطيف المستمر



- اللون ذو التردد الموجي الأكبر: البنفسجي
 - اللون ذو الطول الموجي الأكبر: الأحمر
- تذكير: العلاقة بين الطول الموجي والتردد الموجي علاقة عكسية

@molakhasatiaseeel

القوانين والمسائل

قانون	معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية	$c = \lambda f$
-------	----------------------------------	-----------------

1	تستخدم موجات الميكرويف في طهي الطعام، ونقل المعلومات، فما الطول الموجي لموجات الميكرويف التي ترددها 3.44×10^9 ؟		
المعطيات:	المطلوب:	القانون بعد اعادة الصياغة:	
التردد الموجي: $3.44 \times 10^9 \text{ Hz}$	الطول الموجي: ؟	$\lambda = \frac{c}{f}$	
سرعة الموجة: $3 \times 10^8 \text{ m/s}$		بالتعويض:	
		$\lambda = \frac{3 \times 10^8}{3.44 \times 10^9} = 0.87 \times 10^{-1}$	

صفحة 72

مفهوم الكم

- **تعريفه:** أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكتسبها الذرة أو تفقدها

ملحوظة

قيمة ثابت بلانك (h): $6.626 \times 10^{-34} \text{ J}$

← وحدة الطاقة

قانون	طاقة الكم	العلاقة بين طاقة الكم وتردد الإشعاع المنبعث $E_{\text{quantum}} = hf$
-------	-----------	--

ملحوظة

يعتمد طول موجة الضوء المنبعث من فلز ساخن على درجة الحرارة

التأثير الكهروضوئي

فيه تنبعث الإلكترونات المسماة الفوتوالكترونات من سطح الفلز عندما يسقط عليه ضوء بتردد مساو لتردد الفوتون أو أعلى منه على سطح الفلز
و يحدث التأثير الكهروضوئي عندما يصطدم ضوء بتردد معين بسطح فلز فيطلق الكترونات , وعندما تزداد شدة الضوء يزداد عدد الالكترونات المنبعثة .
وعندما يزيد تردد (طاقة) الضوء تزيد طاقة الالكترونات المنبعثة

الفوتون

- **تعريفه:** جسيم لا كتلة له يحمل كما من الطاقة وتعتمد طاقته على تردده

القوانين والمسائل 2

قانون	طاقة الفوتون	$E_{\text{photon}} = hf$
-------	--------------	--------------------------

2	ما طاقة فوتون الجزء البنفسجي لضوء الشمس اذا كان تردده $7.230 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$		
المعطيات:	المطلوب:	القانون :	
التردد الموجي: $7.230 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$	طاقة الفوتون:؟	$E_{\text{photon}} = hf$	
ثابت بلانك: $6.626 \times 10^{-34} \text{ J}$		بالتعويض:	
		$E_{\text{photon}} = (6.626 \times 10^{-34})(7.230 \times 10^{14}) = 4.791 \times 10^{-19} \text{ J}$	

صفحة 75



-تساعدك الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري وطاقة الذرة ومستويات الطاقة

@molakhasatiaseeel

نموذج بور للذرة

- اقترح أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة يسمح للإلكترونات أن توجد فيها
- اقترح أن الإلكترون يدور في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها فقط
- لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات
- خصص بور لكل مدار عددا صحيحا (n) أطلق عليه اسم **العدد الكمي** ، وقام بحساب أنصاف اقطار المدارات

حالة الاستقرار: الحالة التي تكون الكترونات الذرة فيها أدنى طاقة
حالة الاثارة: الحالة التي تكتسب فيها الكترونات الذرة الطاقة

طيف الهيدروجين الخطي

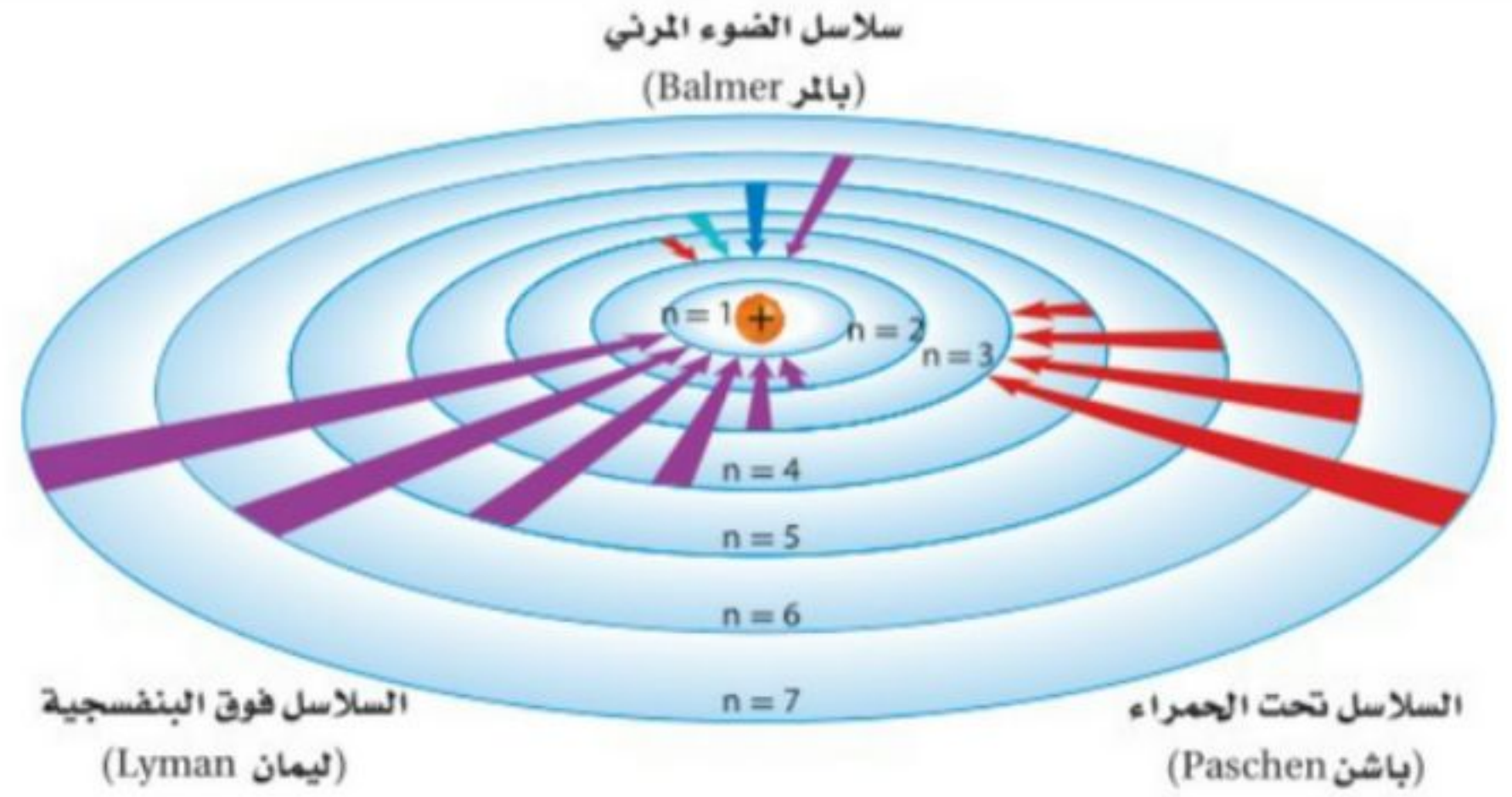
- اقترح بور أن ذرة الهيدروجين تكون في الحالة المستقرة عندما يكون الإلكترون الوحيد في مستوى الطاقة $n=1$ ولا تشع الذرة الطاقة عند هذه الحالة
- عندما تضاف طاقة من مصدر خارجي إلى الذرة ينتقل الإلكترون إلى مستوى طاقة أعلى مثل مستوى الطاقة $n=2$ فيجعل الذرة في حالة اثارة وعندما يمكن للإلكترون الانتقال من مستوى الطاقة الأعلى إلى الأقل فترسل الذرة فوتونا له طاقة تساوي الفرق بين طاقة المستويين

فرق الطاقة = طاقة المستوى الأعلى - طاقة المستوى الأدنى = طاقة الفوتون hf

لحسابها

انتقالات الإلكترون في ذرة الهيدروجين

عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون وتنتج السلسلة فوق البنفسجية (ليمان) والمرئية (بالمر) وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات $n=1$ و $n=2$ و $n=3$ على الترتيب



السلسلة	مجال الطيف	المدار
ليمان	أشعة فوق البنفسجية	$n=1$
بالمر	مرئي	$n=2$
باشن	أشعة تحت الحمراء	$n=3$

- مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين لا يبعد بعضها بعضا مسافات متساوية

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة

- تعريفه: النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات
- يحدد طاقة الإلكترون بقيمة معينة دون محاولة وصف مسار الإلكترون حول النواة

اعتقد أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات

معتقد دي برولي

1

عرف أنه إذا كان للإلكترون حركة الموجة وكان مقيدا بمدارات دائرية أنصاف أقطارها ثابتة، فإنه يستطيع إشعاع موجات ذات أطوال موجية وسرعات وطاقات معينة فقط، واشتق المعادلة:

$$\lambda = h/p \quad \text{أو} \quad \lambda = h/m.v$$

طول موجة الجسيم هي النسبة بين ثابت بلانك، وناتج ضرب كتلة الجسيم في سرعته

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

معادلة

ينص على أنه من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة

ويعني أنه من المستحيل تحديد مسارات ثابتة للإلكترونات مثل المدارات الدائرية في نموذج بور، و أن الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي المكان الذي يحتمل أن يوجد فيه الكترون حول النواة

اشتق معادلة على اعتبار أن الإلكترون ذرة الهيدروجين موجة

ظهر أن نموذج شرودنجر ينطبق على جيداً على ذرات العناصر الأخرى بعكس نموذج بور

موقع الإلكترون المحتمل

المستوى: يصف الموقع المحتمل لوجود الكترون

السحابة الإلكترونية التي تصف الإلكترون في مستوى الطاقة الأدنى:

تمثل احتمال وجود الكترون في موقع معين حول النواة

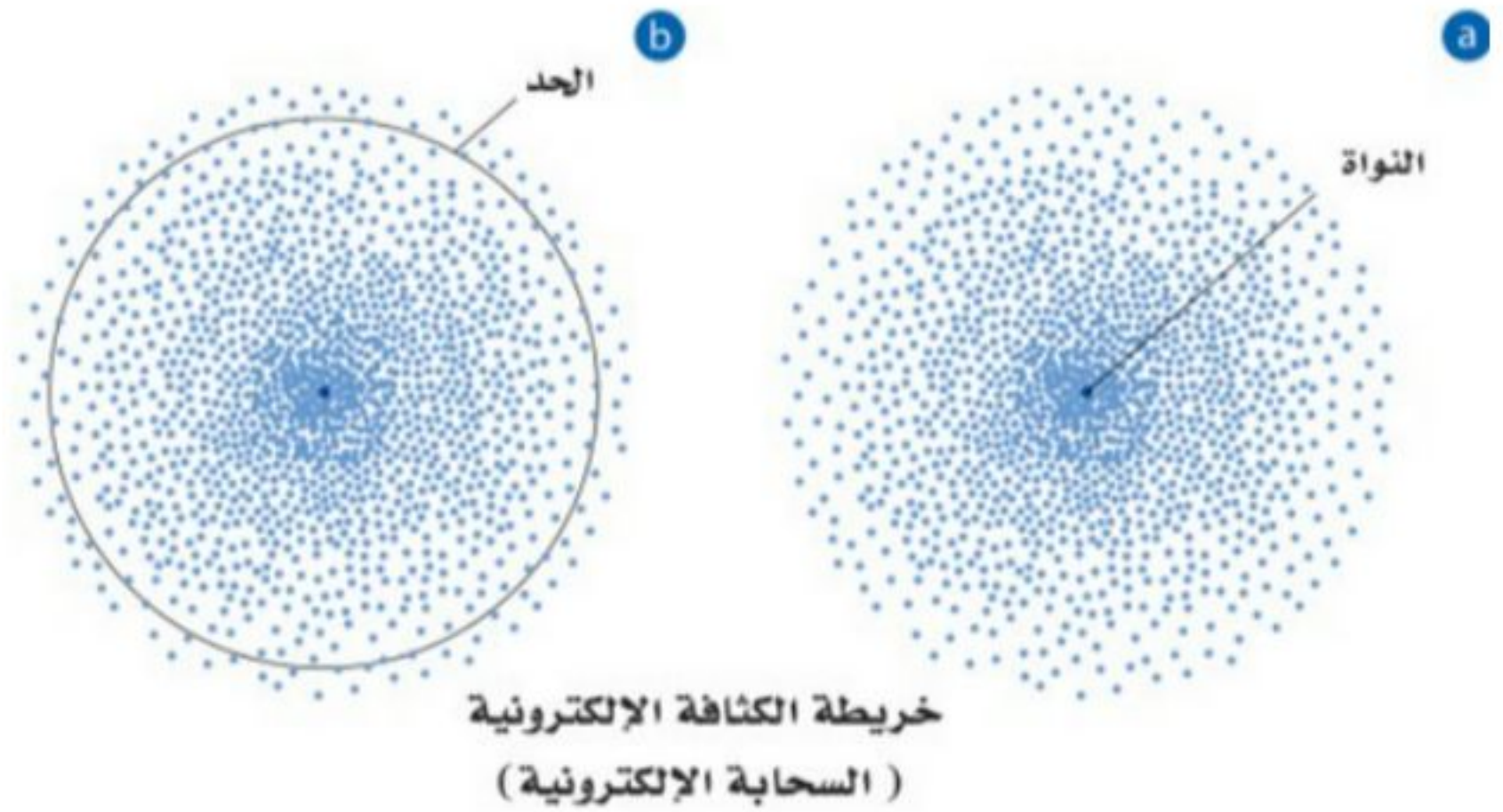
1. تظهر الكثافة العالية للنقاط قرب النواة

أن احتمال وجود الإلكترون قرب النواة

كبير جداً

2. يحتمل وجود الكترون بنسبة 90% ضمن

المنطقة الدائرية الظاهرة عند أي لحظة



@molakhasatiaseeel

مستويات ذرة الهيدروجين

عين النموذج الكمي أربعة أعداد كم للمستويات الذرية:

عدد الكم الرئيسي: يشير إلى الحجم النسبي وطاقة المستويات

- تحدد n مستويات الطاقة الرئيسية للذرة ويسمى كل منها ب **مستوى الطاقة الرئيس**
- تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين

مستويات الطاقة الثانوية: مستويات طاقة توجد داخل مستويات الطاقة الرئيسية

مستويات الطاقة الثانوية		
عدد المستويات الفرعية	القدرة الاستيعابية	المستوى الثانوي
1	2	s
3	6	p
5	10	d
7	14	f

عدد مستويات الطاقة الثانوية	مستوى الطاقة الرئيسي
1	$n=1$
2	$n=2$
3	$n=3$
4	$n=4$
4	$n=5$
4	$n=6$
4	$n=7$

أشكال المستويات الفرعية: تسمى المستويات الثانوية حسب أشكال المستويات الفرعية

s	p	d	f
كروية	يتكون كل منها من فصيلين باتجاه المحاور x,y,z	أشكال معقدة متعددة الفصوص	أشكال معقدة متعددة الفصوص

«المستويات الفرعية لنفس المستوى الثانوي متساوية في الطاقة»

- يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام 3 قواعد

التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

- تعريفه: ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتاً

مبادئ - قواعد التوزيع الإلكتروني

يحكم كيفية ترتيب الإلكترونات 3 مبادئ - قواعد:

1 مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

نصه	ينص على أن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة
-----	---

خواصه
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية
في الذرة متعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو f, d, p, s
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر

ينص على أن عدد الكترونات المستوي الفرعي الواحد لا يزيد عن الكترونين ويدور كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس للآخر

نصه

• دلالات ورموز:

يمثل مستوي فرعي شاغر

يمثل دوران الالكترون في اتجاه معين

يمثل دوران الالكترون في الاتجاه المعاكس

يمثل مستوي فرعي ممتلئ

الحد الأعلى للالكترونات في مستوي الطاقة الرئيس يساوي $2n^2$

ملحوظة

قاعدة هوند

3

تنص على أن الالكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن لها الاتجاه نفسه ممن حيث الدوران قبل أن تشغل الالكترونات الاضافية ذات اتجاه دوران معاكس المستويات نفسها

نصها

@molakhasatiaseeel

1. 2. 3. 4. 5. 6.

- المقصود

التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

نستطيع تمثيل التوزيع الإلكتروني للذرة بأحد الطرق الآتية:

- رسم مربعات المستويات
- الترميز الإلكتروني
- ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)

رسم مربعات المستويات

1

s

p

d

f

عددتها	مربعات المستويات	القدرة الاستيعابية	المستوى
1		2	s
3		6	p
5		10	d
7		14	f

يعبر عن مستوي الطاقة الرئيس والمستويات الثانوية المرتبطة مع كل المستويات الفرعية في الذرة

- **من أمثلته:** التوزيع الالكتروني لذرة الكربون في الحالة المستقرة / $1s^2 2s^2 2p^2$

- **تعريفه:** طريقة لتمثيل التوزيع الالكتروني للغازات النبيلة الموجودة في العمود الأخير من الجدول الدوري
- **مثال:**

التوزيع الالكتروني للصوديوم باستخدام ترميز الغاز النبيل:

$Na:[Ne]3s^1$

الغازات النبيلة
هيليوم He=2
نيون Ne=10
أرجون Ar=18
كربتون Kr=36
زينون Xe=54
رادون Rn=86

@molakhasatiaseeel

استثناءات التوزيع الالكتروني

تكون الذرة أكثر استقرارا عندما يكون المستوي d والمستوي s ممتلئ أو نصف ممتلئ

الالكترونات التكافؤ

- **تعريفها:** الالكترونات المستوى الخارجي للذرة (مستوى الطاقة الرئيس الأخير)
- **مثال عليها:** عدد الالكترونات التكافؤ لذرة السيزيوم هي 1 فقط (أحادي التكافؤ) $\text{Cs:}[\text{Xe}]6s^1$

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

- **تعريفها:** طريقة يكتب فيها رمز العنصر الذي يمثل نواة الذرة ومستويات الطاقة الداخلية محاطا بنقاط تمثل الالكترونات المستوى الخارجي جميعها
- **مثال عليها:** التمثيل النقطي لعنصر الليثيوم: Li
 - لا يراعى التسلسل فيها

جميع الغازات النبيلة لها عدد الكترونات تكافؤ واحد وهو 8 (كل غاز نبيل عدد الكترونات تكافؤه 8)

ملاحظة

تمارين على التوزيع الإلكتروني

العنصر	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	رسم مربعات المستويات	ترميز الغاز النبيل
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	Si: $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	S: $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$

تمريبات على التمثيل النقطي

التمثيل النقطي للإلكترونات	الإلكترونات التكافؤ	الرمز الإلكتروني	العدد الذري	العنصر
$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$	$2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^2$	6	C
$:\ddot{\text{F}}\cdot$	$2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^5$	9	F

@molakhasatiaseeel



محلولة
ملخص الفصل الثالث
كيمياء 1-2

@molakhasatiaseeel

قناتي التلجرام للملخصات: اضغط هنا!

مع أسئلة تدريبية

Tiktok:

@molakhasi.aeel

Telegram:

ملخصات أسيل
@molakhasatiaseeel

⚠️ أمتنع الاستفاده منه بغرض تجاري!



- لقد تطور الجدول الدوري للعناصر تدريجياً مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها

@molakhasatiaseeel

تطور الجدول الدوري

العالم	مساهماته في تصنيف العناصر
جون نيولاندز	- رتب العناصر تصاعدياً وفق كتلتها الذرية - لاحظ تكرار خواص العناصر لكل 8 عناصر - وضع قانون الثمانيات
لوثر ماير	- رتب العناصر تصاعدياً وفق كتلتها الذرية - أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر
ديمتري مندليف	- رتب العناصر تصاعدياً وفق كتلتها الذرية - أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر - تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها
هنري موزلي	- اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سماه العدد الذري - رتب العناصر تصاعدياً بحسب أعدادها الذرية مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر

تدرج الخواص

- تعريفه: تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعدياً وفق أعدادها الذرية

علل

- لماذا حظي مندليف بسمعة أكثر من ماير ؟ لأنه قام بنشر دراسته أولاً
- لماذا لاقى جدول مندليف قبولا واسعا ؟ لأنه توقع وجود عناصر لم تكتشف بعد وحدد خواصها وترك أماكن شاغرة للعناصر التي لم تكتشف بعد

الجدول الدوري الحديث

يتكون من مجموعة مربعات ويحوي كل مربع على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية

- رتبت تصاعديا حسب أعدادها لذرية

اسم العنصر	أكسجين
الحالة	8
العدد الذري	O
الرمز	15.999
الكتلة الذرية المتوسطة	

المجموعات (العائلات): الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري
الدورات: الصفوف الأفقية في الجدول الدوري

العناصر الممثلة: هي المجموعات 1-2 و 13-18

العناصر الانتقالية: هي المجموعات 3-12

@molakhasatiaseeel

تصنيف العناصر في الجدول الدوري

صنفت العناصر في الجدول الدوري الى فلزات و أشباه فلزات و لافلزات

1 الفلزات

- **تعريفها:** هي العناصر التي تكون ملساء ولامعة وصلبة في درجة حرارة الغرفة وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء
- **تمتاز ب:** قابلية الطرق والسحب

معظم العناصر الممثلة والانتقالية فلزات

ملحوظة

عناصر المجموعة 1 ماعدا الهيدروجين - لأن الهيدروجين لافلز

الفلزات القلوية

- علل** لماذا غالبا ما تكون موجودة في الطبيعة على هيئة مركبات؟ لأنها نشطة جدا
- مثال: الصوديوم والليثيوم

عناصر المجموعة 2

الفلزات القلوية الأرضية

نشطة لكن أقل نشاطا من الفلزات القلوية

ملحوظة

- مثال: الكالسيوم والماغنسيوم

الفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية

تعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي اللانثانيدات والإكتينيدات وتقعان أسفل الجدول الدوري، وتوجد العناصر الانتقالية في المجموعات 3-12

اللافلزات

2

- **تعريفها:** هي العناصر التي غالبا ما تكون غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن ، وتعد رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء

الهالوجينات: عناصر المجموعة 17 -تكون الهالوجينات عادة في صورة مركبات

الغازات النبيلة: عناصر المجموعة 18 -تستخدم الغازات النبيلة في المصابيح الكهربائية ولوحات النيون

أشباه الفلزات

3

- **تعريفها:** هي العناصر التي تحمل خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات
- **مثال:** السليكون والجرمانيوم وتستخدم بكثرة في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية

@molakhasatiaseeel

- رتب العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات حسب أعدادها الذرية

الالكترونات التكافؤ والدورة

يحدد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي الالكترونات التكافؤ رقم الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري

- مثال: عنصر الجاليوم وتوزيعه الإلكتروني $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^1$ يقع في الدورة الرابعة

في أي دورة تقع العناصر أدناه؟

العنصر	توزيعه الإلكتروني	الدورة
H	$1s^1$	1
Li	$1s^2 2s^1$	2
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	3

الالكترونات تكافؤ العناصر الممثلة

عدد الالكترونات تكافؤ عناصر المجموعات من 13 الى 18 يساوي رقم الآحاد فيها

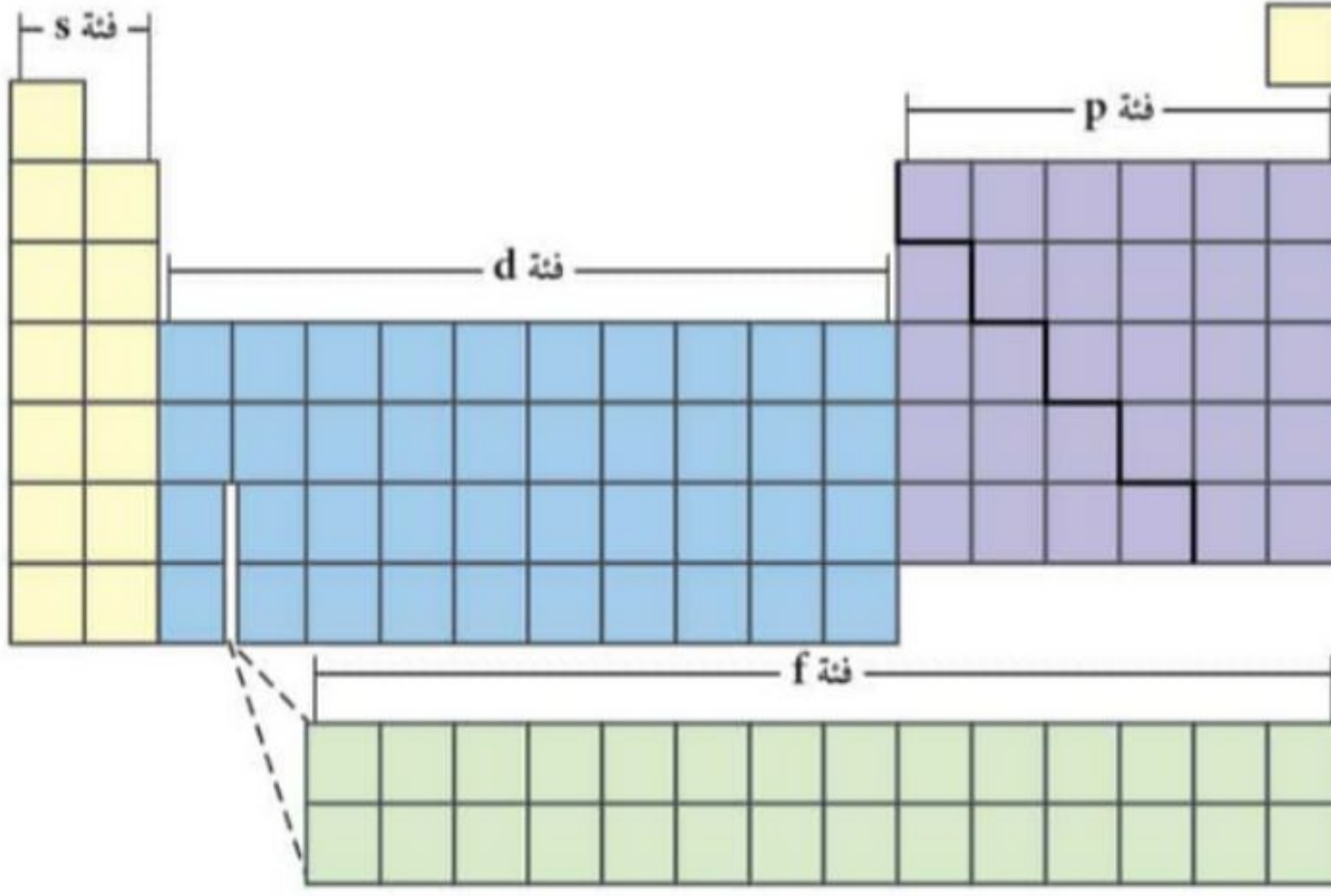
- مثال: عدد الالكترونات تكافؤ عناصر المجموعة 14 هو 4 الالكترونات

علل

@molakhasatiaseeel

- لماذا تتشابه عناصر المجموعة الأولى في خواصها الكيميائية؟
لأنها تحوي العدد نفسه من الالكترونات التكافؤ

عناصر الفئات



ينقسم الجدول الدوري الى
4 فئات:
s,p,d,f

عناصر الفئة - s

1

- تتكون من عناصر المجموعتين الأولى والثانية وعنصر الهيليوم
- التوزيع الالكتروني لعناصر المجموعة الأولى: s^1
- التوزيع الالكتروني لعناصر المجموعة الثانية: s^2
- فئة s تشمل على مجموعتين فقط لأن مستويات s تتسع لالكترونين كحد أقصى
- تمتد على مدى مجموعتين فقط في الجدول الدوري

عناصر الفئة - p

2

- تتكون من عناصر المجموعات من 13 الى 18
- لا يوجد عناصر من فئة p في الدورة الأولى لأن مستويات p الثانوية لا توجد في مستوى الطاقة الرئيس الأول $n=1$

ذرات عناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) مستقرة ونادرا ما تتفاعل كيميائيا

ملحوظة

- تمتد على مدى 6 مجموعات في الجدول الدوري

- تحتوي على الفلزات الانتقالية وهي أكبر الفئات تتميز بامتلاء كلي للمستوى الفرعي s من مستوى الطاقة الرئيس n , وامتلاء جزئي أو كلي لمستويات d الفرعية من مستوى الطاقة n-1
- تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري

@molakhasatiaseeel

- تحتوي على الفلزات الانتقالية وهي أكبر الفئات تتميز بامتلاء كلي للمستوى الفرعي s من مستوى الطاقة الرئيس n , وامتلاء جزئي أو كلي لمستويات d الفرعية من مستوى الطاقة n-1
- تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري



- يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على أحجام الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات أو اكتسابها

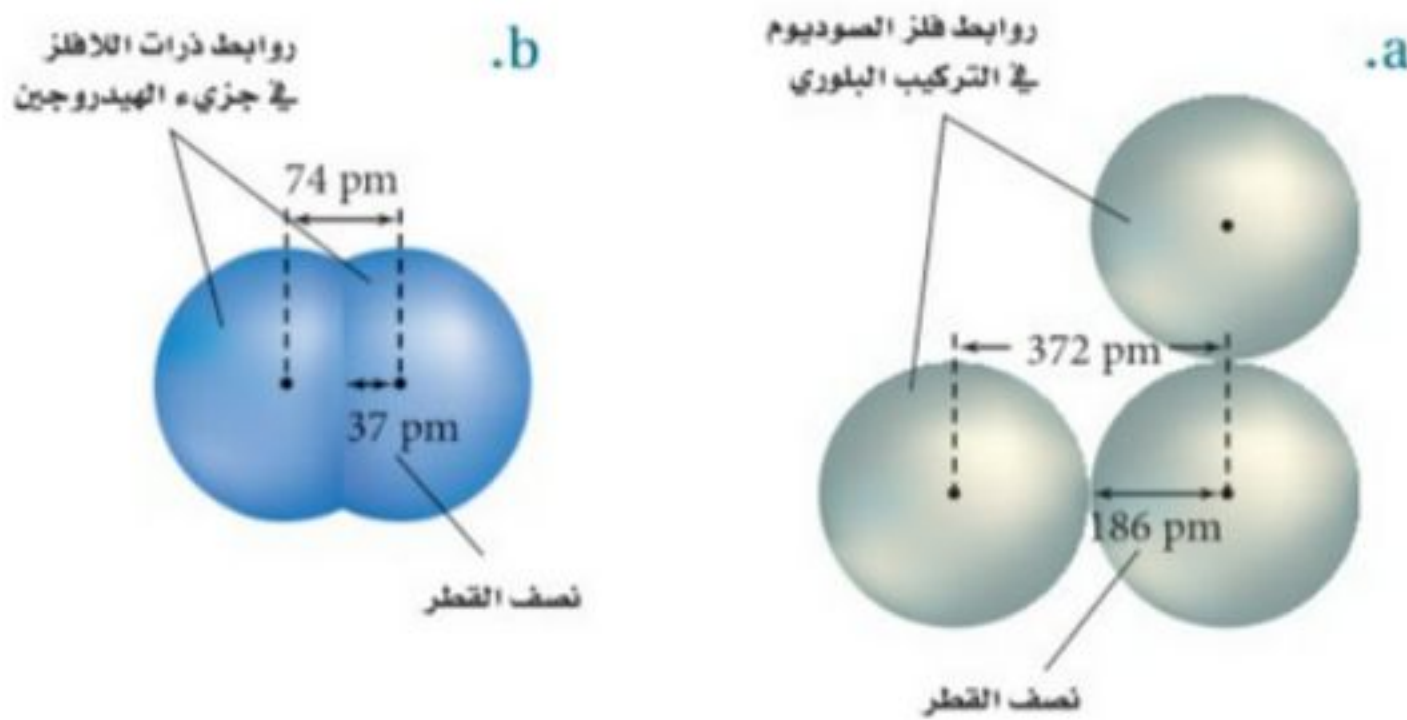
نصف قطر الذرة

الحجم الذري: مقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها

نصف قطر الذرة للفلزات (a): نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر

نصف قطر الذرة للجزئيات ومنها اللافلزات (b): نصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة

كيميائياً بروابط



تدرج نصف القطر الذري عبر الدورات

يتناقص نصف القطر عند الانتقال من يسار الدورة الى يمينها

تدرج نصف القطر الذري عبر المجموعات

يزداد نصف القطر عند الانتقال الى أسفل المجموعة

1	2	13	14	15	16	17	18
H 37	He 31						
Li 152	Be 112	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140

علل

• لماذا يتناقص نصف القطر عند الانتقال من يسار الدورة الى يمينها؟
بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسية في الدورة ثابتا

• لماذا يزداد نصف القطر عند الانتقال الى أسفل المجموعة؟
بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية فيجعل الإلكترونات مستويات الطاقة الخارجي أبعد عن النواة

نصف قطر الأيون

الأيون: ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة

ملحوظة: عندما تفقد الذرة الإلكترونات وتكون أيونا موجبا يصغر حجمها

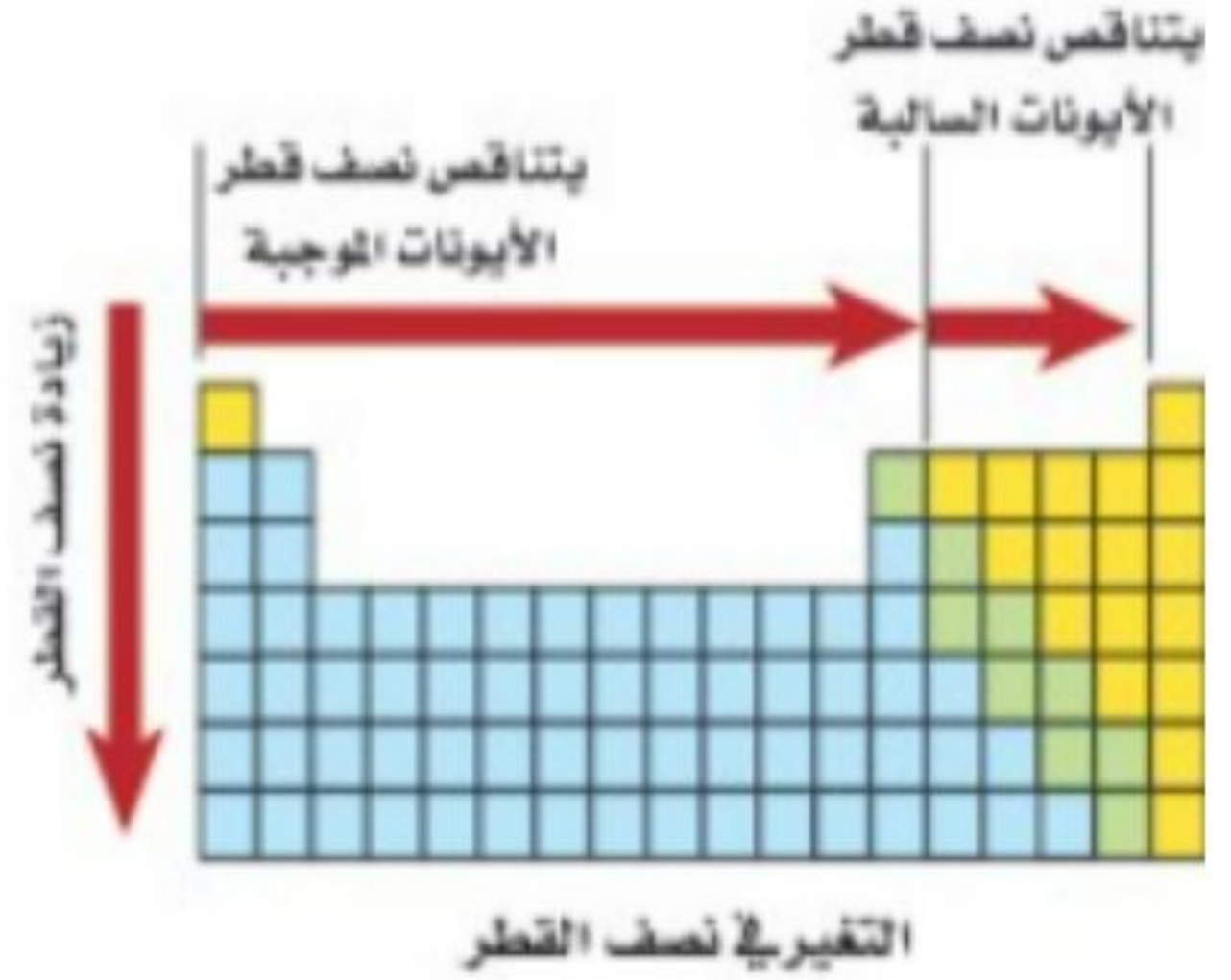
ملحوظة: عندما تكتسب الذرة الإلكترونات وتكون أيونا سالبة يزداد حجمها

تدرج نصف قطر الأيون عبر الدورات

عند التحرك من اليسار إلى اليمين عبر الدورة يتناقص حجم الأيون الموجب، وعند بداية المجموعة 15 أو 16 يتناقص حجم الأيون السالب تدريجيا

تدرج نصف قطر الأيون عبر المجموعات

يزداد نصف القطر لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل المجموعة



طاقة التأين

• **تعريفها:** هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية

طاقة التأين الأولى: الطاقة اللازمة لانتزاع أول إلكترون من الذرة المتعادلة

طاقة التأين الثانية: الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثان من أيون أحادي الشحنة الموجبة

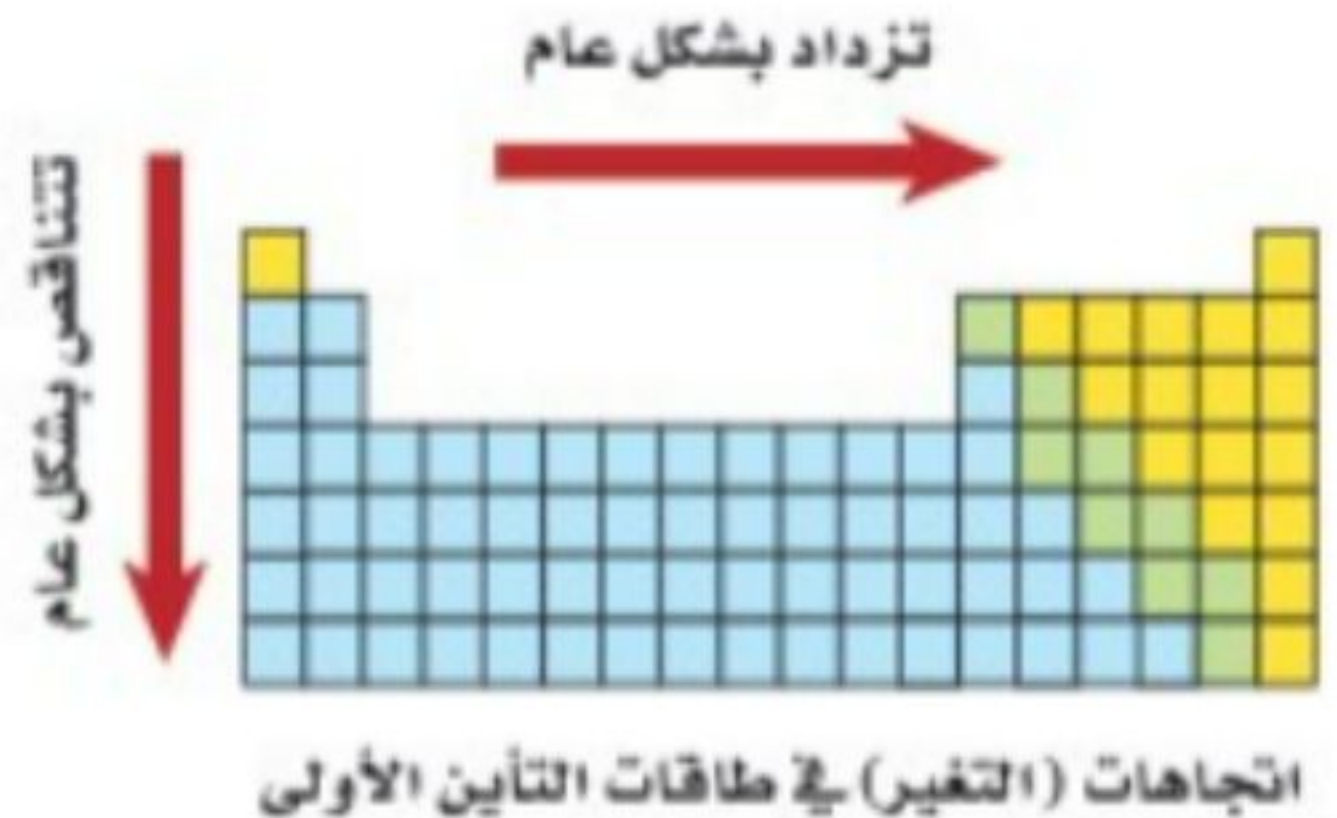
طاقة التأين الثالثة: الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة

تدرج طاقة التأين عبر الدورات

تزداد طاقة التأين عند الانتقال من اليسار لليمين عبر الدورة نفسها

تدرج طاقة التأين عبر المجموعات

تقل طاقة التأين عند الانتقال من أعلى لأسفل عبر المجموعة نفسها



علل

- لماذا يصغر حجم الذرة عند فقدتها الكترونات؟

1. لأن الالكترين المفقود غالبا هو الكترون تكافؤ فيؤدي لفراغ المدار الخارجي مما يسبب نقصان نصف القطر
2. يقل التنافر بين ما تبقى من الالكترينات وزيادة التجاذب بينها وبين النواة الموجبة فيقل نصف القطر

- لماذا يزداد حجم الذرة عند اكتسابها الكترونات؟

لأن اضافة الكترون الى الذرة يولد تنافرا أكبر مع الكترونات المستوي الخارجي ويدفعها نحو الخارج مما يزيد من مقدار نصف القطر

- لماذا تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال من أعلى لأسفل عبر المجموعة نفسها؟
نظرا لزيادة حجم الذرة والحاجة لطاقة أقل لانتزاع الالكترين كلما ابتعد عن النواة

- لماذا لم تعين قيم الكهروسالبية للغازات النبيلة؟
لأن الغازات النبيلة تشكل عددا قليلا من المركبات

الكهروسالبية (السالبة الكهربائية)

- تعريفها: هي مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الالكترينات في الرابطة الكيميائية

تقل الكهروسالبية عند الانتقال من الأعلى لأسفل عبر المجموعة

ملحوظة

تقل الكهروسالبية عند الانتقال من اليسار لليمين عبر الدورة

ملحوظة

يكون للذرة ذات الكهروسالبية الكبرى قوة جذب أكبر لالكترينات الرابطة

ملحوظة

@molakhasatiaseeel

القاعدة الثمانية

- تنص على: أن الذرة تكتسب الالكترينات أو تخسرها أو تشارك بها لتحصل على 8 الكترونات تكافؤ في مستويات طاقتها الأخير

القاعدة لا تشمل عناصر الدورة الأولى لأنها تحتاج الى الكترونين فقط

ملحوظة

-> تساعدنا القاعدة الثمانية في تحديد نوع الأيون الذي ينتجه العنصر

محلولة
ملخص الفصل الرابع
كيمياء 1-2

@molakhasatiaseeel

قناتي التلجرام للملخصات: اضغط هنا!

مع أسئلة تدريبية

Tiktok:

@molakhasi.aeel

Telegram:

ملخصات أسيل
@molakhasatiaseeel

⚠️ أمتنع الاستفاده منه بغرض تجاري!



-> تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات

@molakhasatiaseeel

الرابطة الكيميائية

- **تعريفها:** قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر من خلال فقد الذرة للإلكترونات أو اكتسابها أو المساهمة فيها بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى

تكون الأيون الموجب

- > كيف يتكون؟: عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحد أو أكثر
- > يسمى الأيون الموجب ب: الكاتيون

أيونات الفلزات

ذراتها نشطة لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة وتكون أيونات موجبة

أيونات الفلزات الانتقالية

عادة ما تفقد الكاتيونات من الكاتيونات التكافؤ لتكون أيونات موجبة ثنائية الشحنة و ثلاثية الشحنة عند فقدتها 3 إلكترونات تكافؤ

تكون الأيون السالب

- > كيف يتكون؟: عندما تكتسب الذرة إلكترون تكافؤ واحد أو أكثر
- > يسمى الأيون السالب ب: الأنيون
- > لتسمية الأيونات السالبة نضيف (يد) نهاية اسم العنصر / مثال: ذرة الكلور تصبح أيون كلوريد

علل

- لماذا تميل الذرات الى فقد أو اكتساب إلكترونات ؟ حتى تصل الى أكبر حالة ممكنة من الاستقرار بحيث تكون طاقتها أقل ما يمكن
- كيف يحدث ذلك؟ بامتلاك مستويات طاقة أخير ممتلئ بالإلكترونات

تكتسب الكترولونات تكافؤ وتكون أيونات سالبة وقد تفقد أيضا وتكون ايونات موجبة

اكتب التوزيع الالكتروني لكل من الذرات التالية ثم توقع التغير الذي ينبغي حصوله لتصبح كل ذرة في حالة مستقرة :

العنصر	توزيعه الالكتروني	عدد الالكترولونات التي يفقدها/ يكتسبها	رمز الأيون	اسم الأيون
N_7	$[He]2s^2 2p^3$	3	N^{3-}	نيتريد
Li_3	$[He]2s^1$	1	Li^+	-
S_{16}	$[Ne]3s^2 3p^4$	2	S^{2-}	كبريتيد

@molakhasatiaseeel

أكمل الجدول أدناه :

المجموعة شحنة الأيون المكون	1	2	13	14	15	16	17	18
	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8

- تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائياً

تكوين الروابط الأيونية

تتكون الروابط الأيونية عندما تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة

الرابط الأيوني: القوة الكهروستاتيكية التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية
المركبات الأيونية: المركبات التي تحتوي على روابط أيونية

المركبات الأيونية الثنائية

هي مركبات ثنائية تتكون من عنصرين مختلفين تحتوي على أيون فلزي موجب و أيون لافلزي سالب

المركبات الأيونية عديدة العناصر

هي مركبات أيونية تتكون من أكثر من عنصرين مع ضرورة أن يكون متعادلة الشحنة

@molakhasatiaseeel

خواص المركبات الأيونية

البناء الفيزيائي

كيف؟

يحتوي على عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة يتحدد عددها بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز إلى ذرات اللافلز وتترتب بنمط متكرر

الشبكة البلورية: ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة والعكس

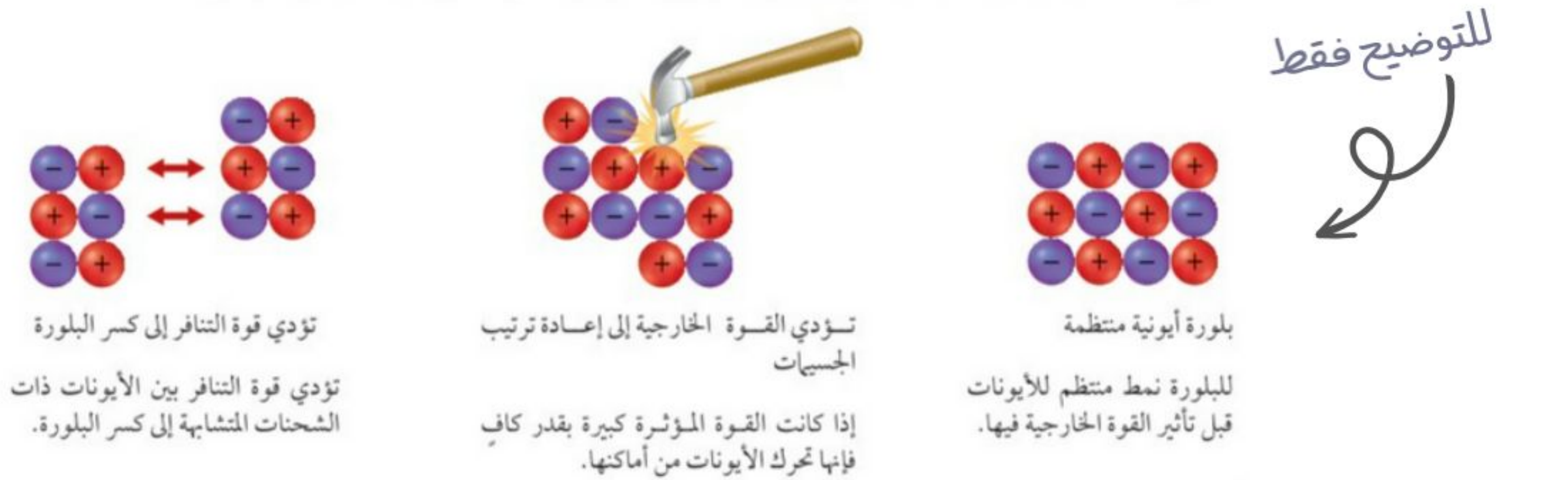
الخواص الفيزيائية

- منها درجة الغليان و الانصهار و الصلابة و المقدرة على التوصيل الكهربائي
- لا تستطيع المركبات الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء
- عند صهر تلك المركبات الأيونية الصلبة تصبح في الحالة السائلة أو عند ذوبانها في المحلول تكون لها المقدرة على توصيل الكهرباء
- تمتاز بالقوة والصلابة والمهشاشة

الإلكترولييت: المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي

علل

- لماذا تترتب الأيونات بنمط متكرر؟ لحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها
- لماذا تختلف البلورات الأيونية في شكلها ؟ بسبب حجم الأيونات و أعدادها المترابطة
- لماذا لا تستطيع المركبات الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء ؟
لأن الأيونات تكون مقيدة الحركة في الحالة الصلبة فالأيونات جسيمات مشحونة اذا كانت حرة الحركة فان كانت حرة ستجعل المركب الكيميائي موصل للكهرباء
- لماذا تحتاج البلورات الأيونية الى كم هائل من الطاقة ؟ لأن الروابط الأيونية قوية نسبيا
- كيف تمتاز البلورات الأيونية بالقوة والصلابة والهشاشة بنفس الوقت ؟
القوة والصلابة: بسبب قوة التجاذب بين الأيونات
الهشاشة: اذا تأثرت البلورات بقوة خارجية تتحرك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض مما يجعل قوة التنافر تفتت البلورة الى أجزاء



@molakhasatiaseeel

الطاقة والروابط الأيونية

- تكون المركبات الأيونية من الأيونات الموجبة والسالبة هو تفاعل طارد للطاقة

طاقة الشبكة البلورية: يمكن تعريفها بـ:

- الطاقة اللازمة لفصل أيونات مول واحد من المركب الأيوني (طاقة ممتصة)
- قوة تجاذب الأيونات التي تعمل على تثبيتها في أماكنها
- الطاقة المنبعثة عند اتحاد أيونات مول واحد من المركب الأيوني (طاقة منبعثة)

ملحوظة

تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة قوة التجاذب

ملحوظة

قيمة الطاقة الممتصة **موجبة** / قيمة الطاقة المنبعثة **سالبة**

ملحوظة

تتأثر طاقة الشبكة البلورية بمقدار شحنة و حجم الأيون

ملحوظة

كلما زادت شحنة الأيون فان طاقة الشبكة البلورية **تزداد**

ملحوظة

كلما زاد حجم الأيون فان طاقة الشبكة البلورية **تقل**

كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية؟ :

العناصر	توزيعهم الالكتروني	كيف تتكون	المركب الأيوني بصورته النهائية
Na & N	Na: [Ne] 3s ¹	$3\text{Na}^+ + \text{N}^{3-} \rightarrow \text{Na}_3\text{N}$	Na ₃ N
	N: [He] 2s ² 2p ³		

العناصر	توزيعهم الالكتروني	كيف تتكون	المركب الأيوني بصورته النهائية
Li & O	Li: [He] 2s ¹	$2\text{Li}^+ + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$	Li ₂ O
	O: [He] 2s ² 2p ⁴		

العناصر	توزيعهم الالكتروني	كيف تتكون	المركب الأيوني بصورته النهائية
Al & S	Al: [Ne] 3s ² 3p ¹	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$	Al ₂ S ₃
	S: [Ne] 3s ² 3p ⁴		

قارن بين طاقة الشبكة البلورية للمركبات الآتية

رابط الشرح.

أكسيد المغنسيوم MgO و فلوريد الصوديوم NaF			
العنصر وتوزيعه الإلكتروني	يفقد / يكتسب	المقارنة	
Na ₁₁	Na ⁺	طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أكبر لأن شحناته أكثر Na ⁺ F ⁻ Mg ²⁺ O ²⁻	Na: [Ne] 3s ¹
Mg ₁₂	Mg ²⁺		Mg: [Ne] 3s ²

كلوريد الليثيوم LiCl و كلوريد البوتاسيوم KCl			
العنصر وتوزيعه الإلكتروني	يفقد / يكتسب	المقارنة	
Li ₃	Li ⁺	طاقة الشبكة البلورية للمركب LiCl أكبر لأن حجم الأيونات أصغر	Li: [He] 2s ¹
K ₁₉	K ⁺		K: [Ar] 4s ¹

- لا يمكن المقارنة بال Cl لأنه مكرر في المركبين

- الشحنة متشابهة لذا نقارن عن طريق نصف القطر أو الحجم

يقل نصف القطر →

Li			
K			

يزيد نصف القطر ↓

كلما زادت شحنة الأيون فان طاقة الشبكة البلورية **تزداد**

تذكير

كلما زاد حجم الأيون فان طاقة الشبكة البلورية **تقل**

تذكير

- عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أولاً متبوعاً بالأيون الموجب. أما عند كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولاً متبوعاً برمز الأيون السالب

وحدة الصيغة الكيميائية: أبسط نسبة للأيونات في المركب

- مثل كلوريد الماغنسيوم وحدة الصيغة الكيميائية له هي 1:2

أنواع المركبات الأيونية

مركبات أيونية أحادية الذرة

تتكون من ذرة عنصر واحدة مشحونة - مثل Mg^{2+} و Br^{-} و O^{2-}

ملحوظة

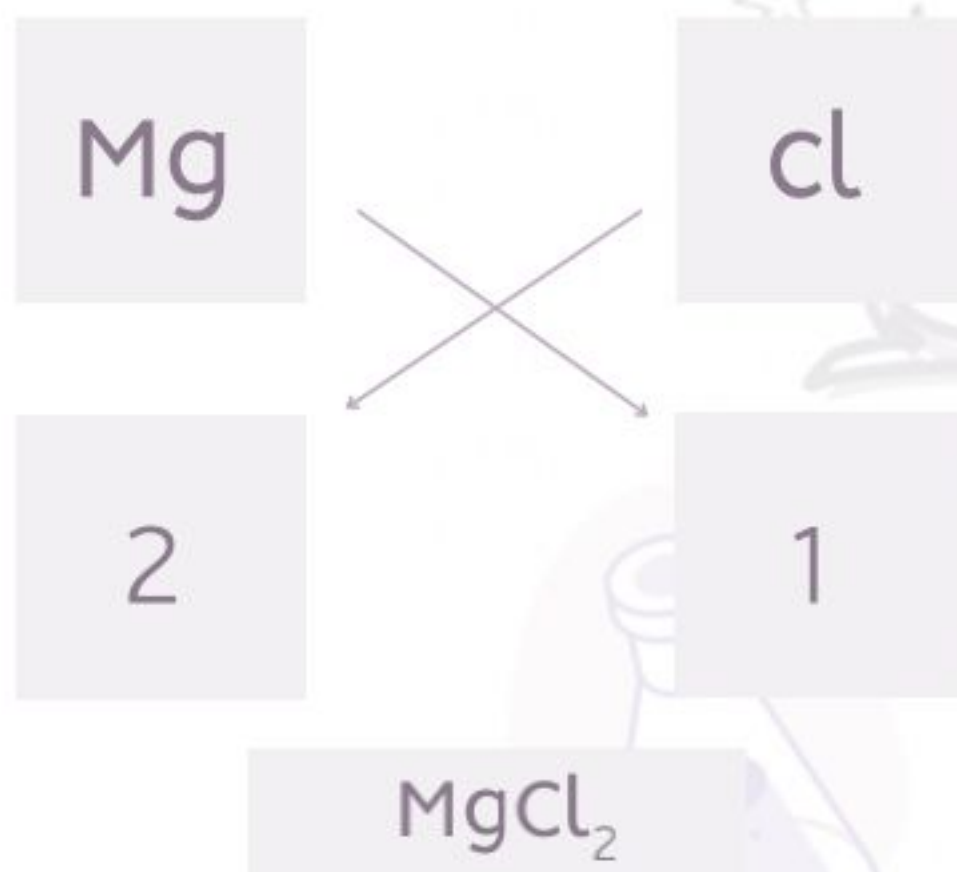
تكون معظم الفلزات الانتقالية و فلزات المجموعتين 13 و 14 أيونات موجبة مختلفة ومتعددة

عدد التأكسد: شحنة الايون الأحادي الذرة

عدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي

الصيغ الكيميائية لها

1. يكتب رمز الأيون الموجب أولاً متبوعاً برمز الأيون السالب
2. نكتب عدد تأكسد كل أيون ونبادل أعداد التأكسد (درسناه في كيمياء 1)



ملحوظة

المركبات الأيونية لا تحمل شحنة كهربائية

- أي عند جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة الكيميائية يكون الناتج صفراً دائماً

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية :

اليوديد والبوتاسيوم	البروميد والألمنيوم	الكلوريد والمغنسيوم	النيتريد والسيزيوم
KI	AlBr ₃	MgCl ₂	Cs ₃ N

@molakhasatiaseeel

سم المركبات الآتية :

NaBr	CaCl ₂	MgO
بروميد الصوديوم	كلوريد الكالسيوم	أكسيد المغنسيوم

أكمل الجدول الآتي :

عناصر المركب	أيونات العناصر	صيغة المركب الكيميائية	تسمية المركب
الأكسجين والكالسيوم	Ca ²⁺ و O ²⁻	CaO	أكسيد الكالسيوم
البروميد والهيدروجين	H ⁺ و Br ⁻	HBr	بروميد الهيدروجين
اليوديد والكالسيوم	Ca ²⁺ و I ⁻	CaI ₂	يوديد الكالسيوم

مركبات أيونية عديدة الذرات

تتكون من أكثر من ذرة واحدة -مثل NH_4^+ و NO_3^-

ملحوظة

لا نستطيع تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز الذرات في الأيون SO_4^{2-}

ملحوظة

عند وجود أكثر من أيون متعدد الذرات بالمركب نضع ركن الأيون داخل قوسين ونضع الرقم أسفل يمين القوس من الخارج $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$

أسماء الأيونات و المركبات الأيونية

الأيون الأكسجيني السالب: أيون عديد الذرات يتكون غالبا من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين

تسمية الأيون الأكسجيني السالب

- علينا معرفة الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين واشتقاق اسمه من اسم اللافلز و اضافة المقطع (ات) للآخره -مثل كبريتات
- علينا معرفة الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين واشتقاق اسمه من اسم اللافلز و اضافة المقطع (يت) للآخره -مثل كبريتيت

قواعد تسمية المركبات الأيونية

- علينا معرفة الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين واشتقاق اسمه من اسم اللافلز و اضافة المقطع (ات) للآخره

سم المركبات الآتية :

NaNO_3	Ag_2CrO_4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
نترات الصوديوم	كرومات الفضة	نترات النحاس II

- تكون الفلزات شبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من الإلكترونات التكافؤ حرة الحركة

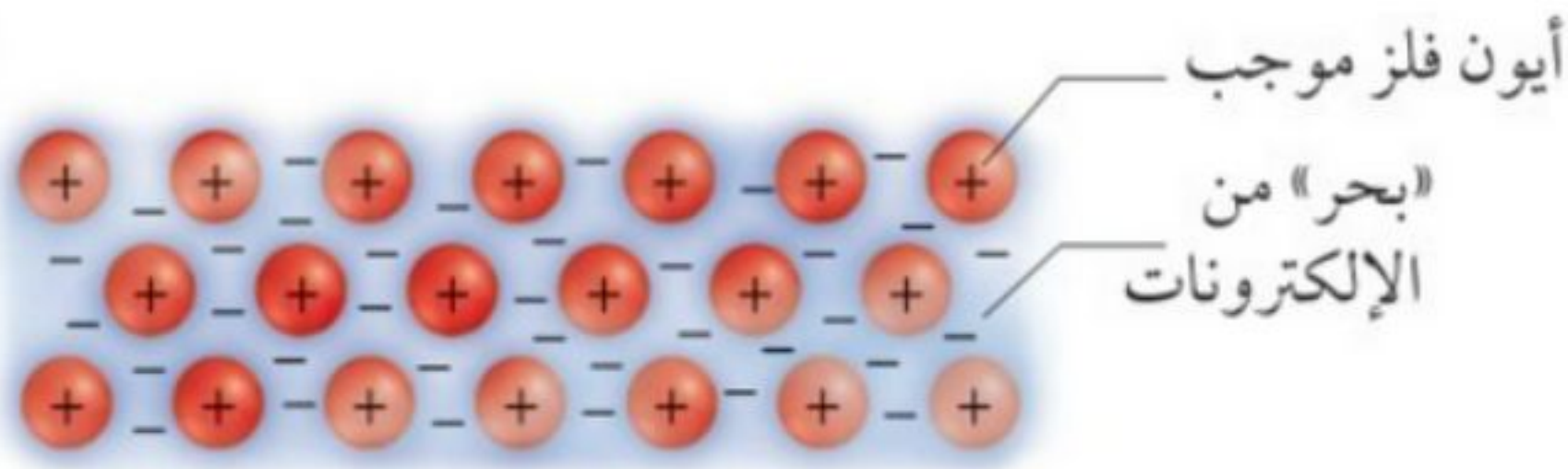
@molakhasatiaseeel

الروابط الفلزية

نموذج بحر الإلكترونات: يفترض هذا النموذج أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم في تكوين بحر الإلكترونات الذي يحيط بأيونات الفلز الموجبة في الشبكة الفلزية

الإلكترونات الحرة: إلكترونات حرة الحركة لا ترتبط مع ذرة محددة وتكون روابط فلزية

الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية



بحر الإلكترونات الذي هو عبارة عن الإلكترونات التكافؤ للفلزات وتتوزع بانتظام حول الأيونات الفلزية الموجبة

قارن

- قارن بين الرابطة الفلزية والرابطة الأيونية :

الرابطة الفلزية: قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والإلكترونات
الرابطة الأيونية: قوة تجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة

علل / وضع

- كيف تتكون الرابطة الفلزية؟ عن طريق قوة التجاذب التي تحدث بين الأيونات الموجبة وبحر الشحنات السالبة

خواص الفلزات

1 درجتا الغليان والانصهار تكون درجات انصهار وغليان الفلزات عالية في العادة

ملحوظة درجات الانصهار ليست مرتفعة جدا كدرجات الغليان

2 قابلية الطرق والسحب الفلزات قابلة للطرق، وتكون عادة متينة للغاية

3 توصيل الحرارة والكهرباء تجعل حركة الالكترونات حول أيونات الفلزات الموجبة الفلزات موصلات جيدة للحرارة والكهرباء

4 البريق واللمعان تنتج خاصية البريق واللمعان عندما تتفاعل الالكترونات الحرة مع الضوء وتمتصه فتطلق فوتونات

5 الصلابة والقوة كلما زادت أعداد الالكترونات الحرة زادت خواص الصلابة والقوة

قارن

- قارن بين ما يحدث عند طرق كل من الفلزات والمركبات الأيونية بالمطرقة :
الفلزات: تنثني
المركبات الأيونية: تتشقق أو تتفتت الى أجزاء

علل / وضع

- لماذا لا تكون درجات الانصهار مرتفعة جدا كدرجات الغليان؟ لأن الأيونات الموجبة والالكترونات الحرة في الفلز لا تحتاج لطاقة كبيرة لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض

السبائك الفلزية

السبيكة: خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة
- للتذكير الخليط يعتبر فيزيائي أي يمكن فصله بطرق فيزيائية

معلومة

تستعمل سبيكة التيتانيوم والفناديوم لبناء هياكل الدراجات الهوائية

خواص السبائك

تختلف خواص السبائك بعض الشيء عن خواص العناصر المكونة لها

- كالفولاذ المكون من الحديد

ملحوظة

تتفاوت خواص السبائك تبعا لاختلاف طرائق تصنيعها

@molakhasatiaseeel

علل / وضع

- لماذا تكون الأيونات الصغيرة قوى تجاذب كبيرة وطاقة شبكة بلورية كبيرة ؟
لأن قوة التجاذب بين الشحنات المختلفة تزداد كلما قلت المسافة بينها

محلولة
ملخص الفصل الخامس
كيمياء 1-2

@molakhasatiaseeel

قناتي التلجرام للملخصات: اضغط هنا!

مع أسئلة تدريبية

Tiktok:

@molakhasi.aeel

Telegram:

ملخصات أسيل
@molakhasatiaseeel

⚠️ أمتنع الاستفاده منه بغرض تجاري!



-> تستقر ذرات بعض العناصر عندما تشارك في الكتلونات تكافؤها لتكوين رابطة تساهمية

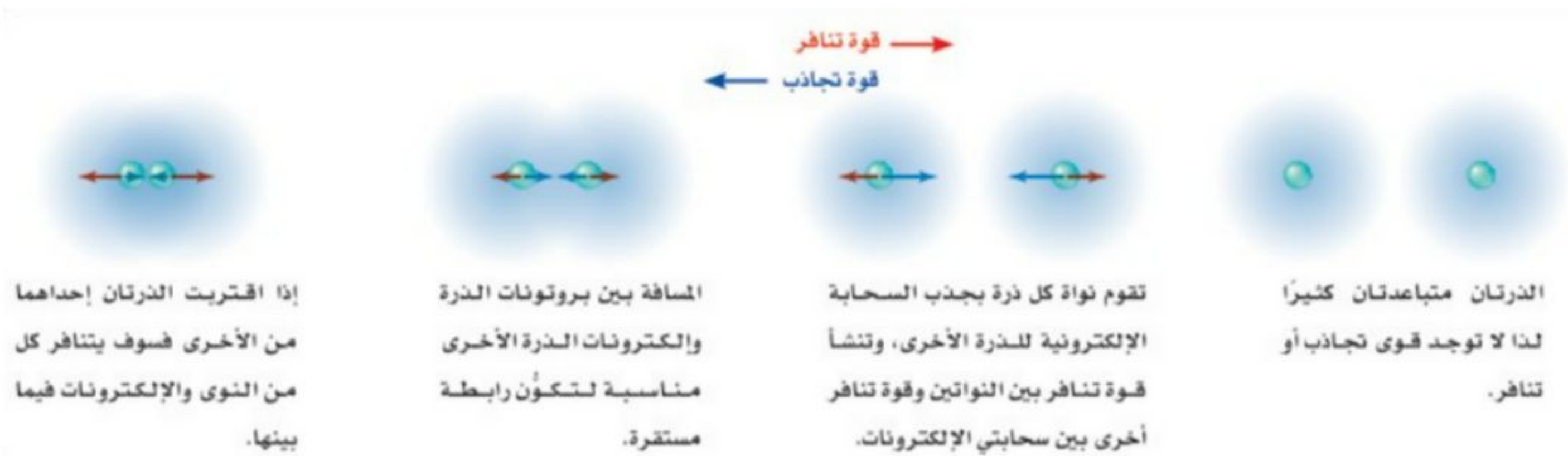
@molakhasatiaseeel

ما الرابطة التساهمية؟

الرابطة التساهمية: الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلا من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج الكتروني واحد أو أكثر

الجزئي: عبارة عن ذرتين أو أكثر مرتبطتان معا برابطة تساهمية

كيف تتكون الرابطة التساهمية؟



أنواع الروابط التساهمية

الروابط التساهمية الأحادية

فيه كل ذرة تشارك ب الكترون واحد

-> تكتب ب إحدى الطريقتين: $H-H$ أو $H:H$



-> يمثل كل خط أو زوج من النقط العمودية رابطة تساهمية واحدة

قارن

• قارن بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية:

الرابطة الأيونية: في الرابطة الأيونية إحدى الذرات تفقد والأخرى تكتسب الرابطة التساهمية: في الرابطة التساهمية كلتا الذرتين تشاركان في تكوين الرابطة

المجموعة 17 (الهالوجينات)

عناصر المجموعة 17 تكون رابطة تساهمية واحدة

<- لها 7 إلكترونات تكافؤ

المجموعة 16

عناصر المجموعة 16 تكون رابطتين تساهميتين

<- لها 6 إلكترونات تكافؤ

المجموعة 15

عناصر المجموعة 15 تكون 3 روابط تساهمية

<- لها 5 إلكترونات تكافؤ

المجموعة 14

عناصر المجموعة 14 تكون 4 روابط تساهمية

<- لها 4 إلكترونات تكافؤ

الرابعة سيجم

الرابعة سيجم: تتكون عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مستويات تكافؤهما تداخل رأسيا

تتكون عند:

- تداخل المستوي s مع s
- تداخل المستوي s مع p
- تداخل المستوي p مع p

الروابط التساهمية المتعددة

فيه كل ذرة تشارك ب أكثر من زوج واحد من الإلكترونات

أنواعها

الروابط الثنائية

تتكون عند اشتراك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما

الروابط الثلاثية

تتكون عند اشتراك في 3 أزواج من الإلكترونات فيما بينهما

الرابعة باي π

تتكون عند تداخل مستويات p الفرعية المتوازية تداخل متوازي (أفقي)

وتتشارك في الإلكترونات

قوة الروابط التساهمية

طول الرابطة: المسافة بين نواتي الذرتين المرتبطتين

- تعتمد على المسافة بين النواتين
- كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة
- كلما قصر طول الرابطة كانت أقوى

الطاقة والروابط

طاقة تفكك الرابطة: الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية معينة

تبين طاقة تفكك الرابطة قوة الروابط الكيميائية بسبب العلاقة العكسية بين طول الرابطة و

ملحوظة

طاقاتها

العلاقة بين طول الرابطة و طاقتها هي علاقة عكسية

علاقات

التفاعل الماص للطاقة: يحدث عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكبر من مقدار الطاقة الناتجة عن تكون الروابط الجديدة في المواد الناتجة

التفاعل الطارد للطاقة: يحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكون روابط المواد الناتجة أكبر من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي :

الجزيء	التوزيع الإلكتروني لكل مركب	تركيب لويس
PH ₃	P: [Ne]3s ² 3p ³ H: 1s ¹	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{P}: \\ \\ \text{H} \end{array}$
H ₂ S	S: [Ne]3s ² 3p ⁴ H: 1s ¹	$\text{H}-\ddot{\text{S}}-\text{H}$
HCl	Cl: [Ne]3s ² 3p ⁵ H: 1s ¹	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}-\text{H}$
CCl ₄	C: [He]2s ² 2p ² Cl: [Ne]3s ² 3p ⁵	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}-\text{C}-\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$

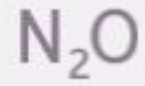
-> تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، والأحماض الثنائية، والأحماض الأكسجينية

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات

تتكون من عنصرين لافلزيين فقط

قواعد التسمية:

- نكتب جذر الاسم للعنصر الثاني مع المقطع (يد)
- ثم نكتب عدد الذرات باستخدام البادئات
- ثم نكتب اسم العنصر الأول كاملاً



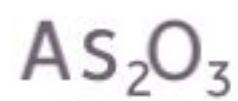
أكسيد ثنائي النيتروجين

الجدول 3-5			بادئات أسماء المركبات التساهمية
عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

سم كلا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية :

المركب	تسميته
CO_2	ثاني أكسيد الكربون
SO_2	ثاني أكسيد الكبريت
NF_3	ثلاثي فلوريد النيتروجين
CCl_4	رباعي كلوريد الكربون

ما الصيغة الجزيئية لمركب أكسيد ثنائي الزرنيخ؟



تسمية الأحماض

س- متى يسمى المركب حمضا ؟ اذا أنتج أيونات الهيدروجين في المحلول

تسمية الأحماض الثنائية

يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط

قواعد التسمية:

- نكتب المقطع (هيدرو) وبقية الكلمة نكتب فيها جذر اسم العنصر الثاني ونختمه بالمقطع (يك)



حمض الهيدروكلوريك

- تكون الكلمة الأولى حمض دائما

تسمية الأحماض الأكسجينية

الحمض الأكسجيني: الحمض الذي يتألف من الهيدروجين و أيون أكسجيني

قواعد التسمية:

- نتعرف على الأيون الأكسجيني الموجود في المركب , الكلمة الثانية التي يتألف منها اسم الحمض الأكسجيني تأتي من مصدر الأيون الأكسجيني ومعها مقطع (بير) أو (هيو), أما اذا انتهى اسم الأنيون الأكسجيني بالمقطع (ات) فيستبدل به مقطع (يك), واذا انتهى بالمقطع (يت)



حمض النيتريك

- تكون الكلمة الأولى حمض دائما يستبدل به المقطع (وز)

تسمية الأحماض الأكسجينية			الجدول 4-5
اسم الحمض	المقطع	الأنيون الأكسجيني	المركب
حمض الكلوريك	- يك	كلورات	HClO_3
حمض الكلوروز	- وز	كلوريت	HClO_2
حمض النيتريك	- يك	نترات	HNO_3
حمض النيتروز	- وز	نيتريت	HNO_2

سم كلا من الأحماض الآتية مفترضا أن جميعها تذوب في الماء :

الحمض	تسميته
HI	حمض الهيدروبيودييك
HClO ₃	حمض الكلوريك
HClO ₂	حمض الكلوروز
H ₂ S	حمض الهيدروكبريتيك

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية :

المركب	صيغته الكيميائية
كلوريد الفضة	AgCl
أكسيد ثنائي الهيدروجين	H ₂ O
ثلاثي فلوريد الكلور	ClF ₃
عشاري فلوريد ثنائي الكبريت	S ₂ F ₁₀

اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية :

المركب	صيغته الكيميائية
حمض الأيودييك	HIO ₃
حمض الكبريتوز	H ₂ SO ₃

-> تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معاً داخل الجزيء

الصيغ البنائية

الصيغة البنائية: نموذج يستعمل الرموز والروابط لبيان مواقع الذرات

خطوات رسم تراكيب لويس

- كتابة رمز ذرة العنصر التي لها أقل جذب للإلكترونات المشتركة وتسمى الذرة المركزية ويكون موقعها في مركز الجزيء -> الهيدروجين ذرة جانبية دائماً
- جمع أعداد التكافؤ
- تحديد عدد أزواج الإلكترونات الربط بقسمة مجموع أعداد التكافؤ على 2
- تحديد عدد أزواج الإلكترونات الربط المتبقية بطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي

رسم تركيب لويس للجزيئات الآتية:



التوزيع الإلكتروني لـ O_8	التوزيع الإلكتروني لـ P_{15}
$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
$5+6(4)+3=32$	مجموع عدد الإلكترونات
16	عدد أزواج الإلكترونات الربط
غير الرابطة	الرابطة
0	4
$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{P}-\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{-3}$	



التوزيع الإلكتروني لـ H_1	التوزيع الإلكتروني لـ B_5
$1s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
$3+1(3)=6$	مجموع عدد الإلكترونات
3	عدد أزواج الإلكترونات الربط
غير الرابطة	الرابطة
0	3
$\begin{array}{c} \text{H}-\text{B}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	

أشكال الرنين

الرنين: حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون

ارسم أشكال الرنين للجزيء الآتي:



التوزيع الإلكتروني ل H_1	التوزيع الإلكتروني ل B_5
$1s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
$3+1(3)=6$	مجموع عدد الإلكترونات
3	عدد أزواج الإلكترونات الربط
غير الرابطة	الرابطة
0	3
$\left[\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ \text{N:} \\ \\ \text{:O:} \end{array} \right]^- \longleftrightarrow \left[\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \text{N:} \\ \parallel \\ \text{:O:} \end{array} \right]^-$	

@molakhasatiaseeel

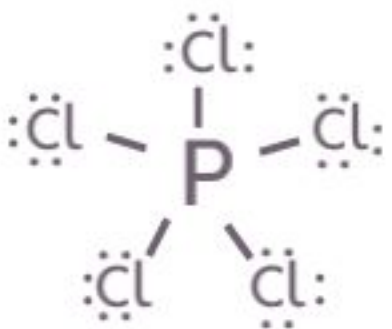
الرابطة التساهمية التناسقية: رابطة تتكون عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أو أيون آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيبا إلكترونيا مستقرا بأقل طاقة وضع

حالات الاستقرار بأكثر من 8 الكترونات

فيه اما أن نضيف أزواج الكترونات غير رابطة للذرة المركزية أو يكون هناك أكثر من 4 ذرات ترتبط في الجزيء

ارسم تراكيب لويس للجزيء الآتي:



التوزيع الالكتروني ل Cl_{17}	التوزيع الالكتروني ل P_{15}
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
$5+7(5)=40$	مجموع عدد الالكترونات
20	عدد أزواج الكترونات الربط
غير الرابطة	الرابطة
15	5
	

-> يستعمل نموذج التنافر بين أزواج الإلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء

ما هو نموذج VSEPR ؟

نموذج VSEPR: هو النموذج الذي يستخدم لتحديد شكل الجزيء (بالعربي نموذج التنافر بين أزواج الإلكترونات التكافؤ) يعتمد على الترتيب الذي يقلل من التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية قدر الامكان

زاوية الرابطة

زاوية الرابطة: الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية

تحتل أزواج الإلكترونات غير الرابطة مستويات أكبر مقارنة بالإلكترونات المشتركة

ملحوظة

@molakhasatiaseeel

التهجين

التهجين: اختلاط المستويات الفرعية لتكوين مستويات مهجنة جديدة متماثلة
-> يعد الكربون أشهر العناصر الخاضعة لعملية التهجين

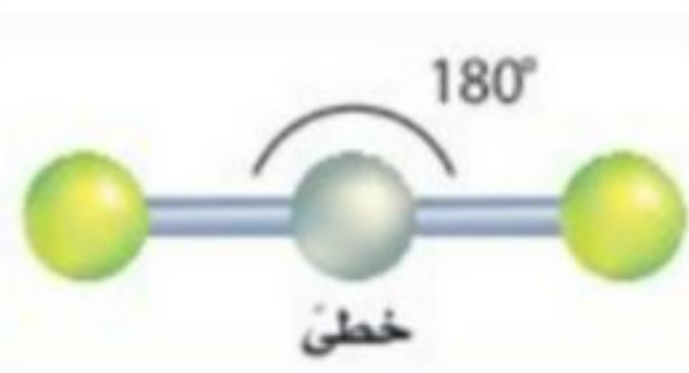
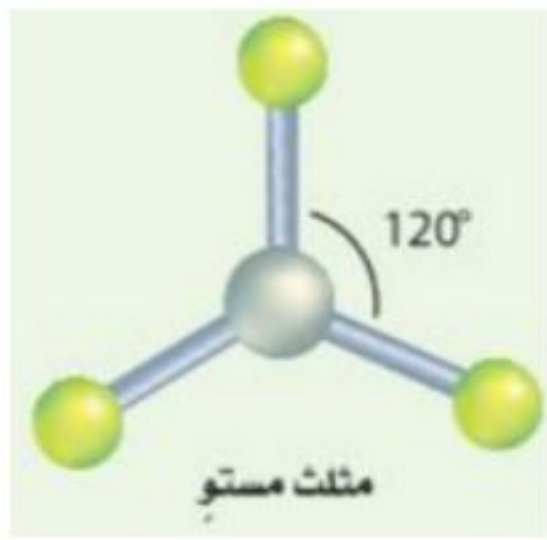
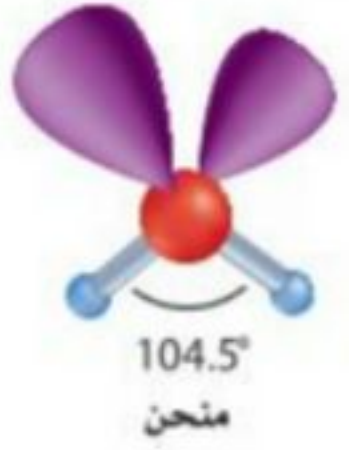
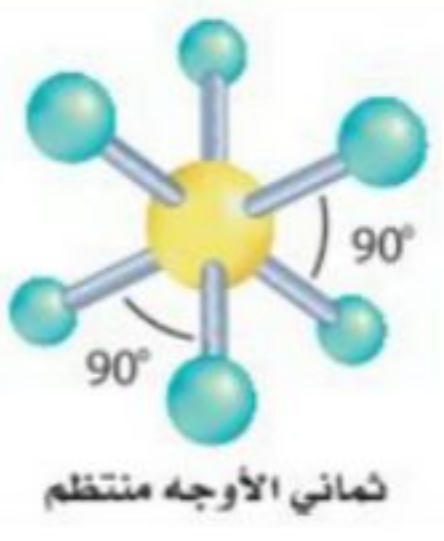
عدد المستويات التي تكون المستوي المهجن يساوي مجموع أعداد أزواج الإلكترونات

ملحوظة

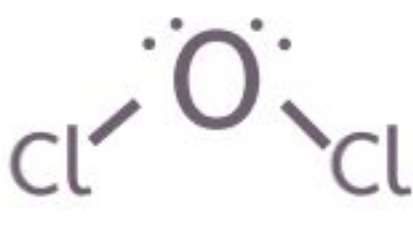
عدد المستويات المهجنة مساوي عدد المستويات المتداخلة

ملحوظة



عدد الأزواج الرابطة	عدد الأزواج غير الرابطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
2	0	sp	
3	0	sp^2	
4	0	sp^3	
3	1	sp^3	
2	2	sp^3	
5	0	sp^3d	
6	0	sp^3d^2	

ما شكل الجزيء، ومقدار الزاوية الرابطة , والمستويات المهجنة في كل مما يأتي :

الشكله	مقدار الزاوية الرابطة	المستويات المهجنة	الأزواج غير الرابطة	الأزواج الرابطة	الجزيء
 مثلث مستوي	120	sp^2	0	3	BF_3
 منحني	104.5	sp^3	2	2	OCl_2

- يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة

الميل الإلكتروني، والكهروسالبية، وخواص الروابط

الميل الإلكتروني: مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون

يزداد بزيادة العدد الذري عبر الدورة

ملحوظة

يقل بقلّة العدد الذري عبر المجموعة

ملحوظة

الكهروسالبية: القدرة النسبية للذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية

- لعنصر الفلور أعلى قيمة للكهروسالبية، ولعنصر الفرانسيوم أقل قيمة للكهروسالبية

الجدول 5-7 فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة	
نوع الرابطة	فرق الكهروسالبية
أيونية غالبًا	> 1.7
تساهمية قطبية	$0.4 - 1.7$
تساهمية غالبًا	< 0.4
تساهمية غير قطبية	0

أنواع الروابط

يعتمد نوع الرابطة على مقدار قوة جذب الذرات للإلكترونات الرابطة

تتكون الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات

الروابط التساهمية القطبية

لإلكترونات الرابطة بالقوة نفسها وعدم التساوي في توزيع الإلكترونات

- يمثل الحرف دلتا δ الشحنة الجزئية في الرابطة التساهمية القطبية

تتكون الروابط التساهمية غير القطبية عندما يكون فرق الكهروسالبية

الروابط التساهمية غير القطبية

لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرا

ملحوظة

يؤثر شكل الجزيء على قطبيته

ملحوظة

للجزيئات القطبية قابلية الذوبان وتتحدد القابلية بنوع رابطة وشكل الجزيء

علل

• لماذا لا تنجذب الجزيئات غير القطبية للمجال الكهربائي بينهما القطبية تنجذب؟

لأن الجزيئات القطبية ثنائية الأقطاب لها شحنات جزئية عند أطرافها لذا تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية عند الطرفين فينتج عن ذلك تأثير الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله

خواص المركبات التساهمية

القوى بين الجزيئات (قوى فاندرفال)

هي قوى التجاذب الضعيفة بين الجزيئات ,تختلف الخواص

نتيجة الاختلاف في قوى الجذب

ملحوظة

في المركبات التساهمية تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات قوية

ملحوظة

تكون درجات انصهار المواد التساهمية منخفضة مقارنة بالمواد الأيونية

قوى التشنت: قوى التجاذب الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية

القوى ثنائية القطب: القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية

- كلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى

الرابطة الهيدروجينية: رابطة تتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور في جزيء آخر وتعد الرابطة الهيدروجينية الأقوى ضمن بقية القوى

المواد الصلبة التساهمية الشبكية

المواد الصلبة التساهمية الشبكية: مواد ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية

- مثل الألماس والكوارتز

- تكون هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية

توقع نوع الرابطة التي ستتكون بين أزواج الذرات الآتية :

نوع الرابطة	فرق الكهروسالبية	أزواج الذرات
غالبًا تساهمية	0.38	H و S
غالبًا تساهمية	0.35	H و C
تساهمية قطبية	1.65	S و Na

