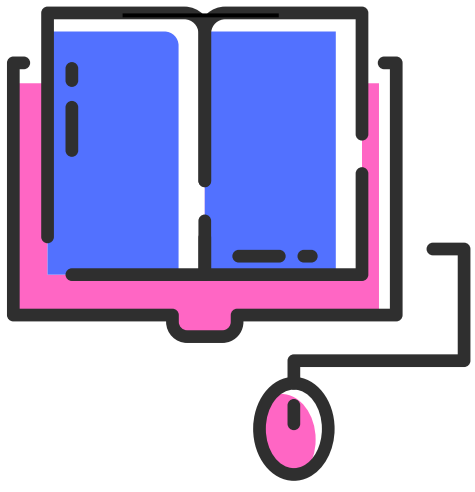
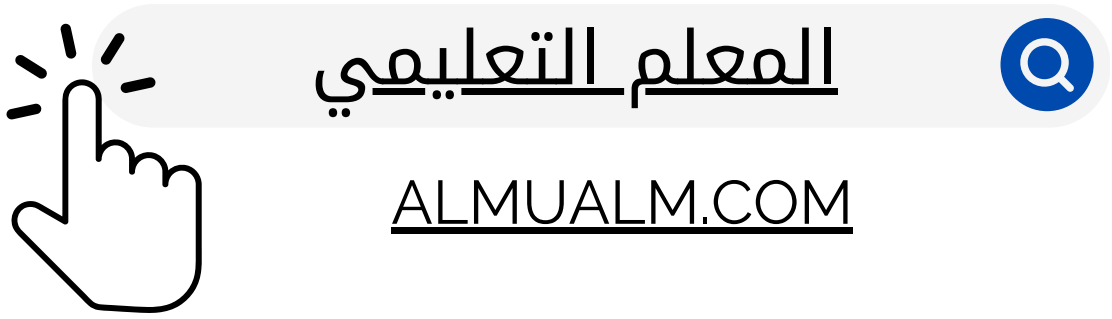
تم تحميل ورفع المادة على منصة



المعلم التعليمي

للعودة الى الموقع اكتب في بحث جوجل



ثانوية ابن خلدون

الكيمياء ٢-١

ch 1 mistry

الاسم

الشعبة

الرقم الأكاديمي

إعداد المعلم
أ / حسن عبدالله الزهراني

الكيمياء ٢-١

ثانوية ابن خلدون

1

الفصل الأول
(الحسابات الكيميائية)

اسم الطالب |

التاريخ | / /

التركيب النسبي المئوي

من خلال البيانات العملية

النسبة المئوية بالكتلة للعنصر = (كتلة العنصر / كتلة المركب) × 100

من خلال الصيغة الكيميائية

النسبة المئوية بالكتلة للعنصر = (كتلة العنصر في مول من المركب / الكتلة المولية للمركب) × 100

من خلال البيانات العملية

يحتوي مركب على 6.0 g كربون , و 1.0 g هيدروجين
ما التركيب النسبي المئوي للمركب ؟

من خلال الصيغة الكيميائية

. تستعمل كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 في .في صناعة المنظفات
احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في كبريتات الصوديوم

ما الفرق بين الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية للمركب ؟

الصيغة الأولية

الصيغة الجزيئية

عدّد الخطوات المطلوبة لحساب الصيغة الأولية من التركيب النسبي المئوي .

1 3 5

2 4

اسم الطالب |

التاريخ | / /

تدريبات على الصيغة الأولية

ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي على 35.98% ألومينيوم و 64.02% كبريت

الأسبرين(Aspirin) يعد من أكثر الأدوية استعمالاً في العالم , ويتكون من :
60.0 % كربون , و 4.44 % هيدروجين , و 35.56 % أكسجين . فما صيغته الأولية ؟

اسم الطالب | التاريخ | / /

كيف تجد النسبة المولية في مركب كيميائي؟

مالعلاقة بين الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية؟

تدريبات على الصيغة الجزيئية

إذا علمت أن الصيغة الأولية لمركب البنزين العطري (CH) , وكتلة المركب المولية 78.12 g/mol ؛ فما صيغته الجزيئية ؟

وجد أن مركباً يحتوي على **49.98g** من الكربون **C** , و **10.47g** من الهيدروجين **H** .
فإذا كانت الكتلة المولية للمركب **58.12g/mol** ؛ فما صيغته الجزيئية ؟

رابط الدرس الرقمي
www.ien.edu.sa

الفصل ١
(الحسابات الكيميائية)

1-2 صيغ الأملاح المائية

اسم الطالب | التاريخ | / /

ما المقصود بالأملاح المائية ؟ ولماذا تستعمل النقطة في صيغة الملح المائي؟

الأملاح المائية:

$CoCl_2 . 6H_2O$

اكتب أسماء الأملاح المائية التالية :

الصيغة	الاسم
$(NH_4)_2C_2O_4.H_2O$	
$CaCl_2 . 2H_2O$	
$NaC_2H_3O_2. 3H_2O$	
$FePO_4. 4H_2O$	

الصيغة	الاسم
$CoCl_2.6H_2O$	
$MgSO_4 . 7H_2O$	
$Ba(OH)_2. 8H_2O$	
$Na_2CO_3.10H_2O$	

تحليل الأملاح المائية:

عند تسخين ملح مائي ؛ تطرد جزيئات الماء (ماء التبلور) تاركة وراءها الملح اللامائي .
صف الخطوات العملية لتحديد صيغة الملح المائي.

1

2

3

4

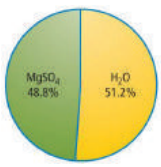
5

6

7

8

يظهر في الشكل المجاور تركيب أحد الأملاح المائية . فما صيغة هذا الملح ؟ وما اسمه ؟



اسم الطالب | التاريخ | / /

تكوّن نترات الكروم ((III)) ملحاً مائياً يحتوي على 40.50 ٪ من كتله ماءً .
ما الصيغة الكيميائية للمركب ؟

ما أهم استعمالات الأملاح المائية

1
2
3

الكيمياء والحياة

- إذا علمت أن الكتلة الكلية للماء على سطح الأرض = 1.4×10^{24} g ,
وأن كتلة الماء في كأس
= 230g ؛ فكم عدد كؤوس الماء المتوافرة على سطح الأرض ؟
وما عدد جزيئات الماء في الكأس الواحد ؟
وما العلاقة بينها وبين عدد كؤوس الماء على سطح الأرض ؟
ماذا تستنتج من المعلومات السابقة ؟

1-3 المقصود بالحسابات الكيميائية

اسم الطالب |

التاريخ | / /

ما الحسابات الكيميائية؟

الحسابات الكيميائية:

على ماذا تعتمد الحسابات الكيميائية

١- تعتمد الحسابات الكيميائية على قانون حفظ الكتلة والذي ينص على أنه :
"عند حدوث تفاعل كيميائي فإن كتل المواد المتفاعلة تساوي كتلة المواد الناتجة ".
٢-العلاقة الرياضية المستخدمة في حل المسائل كتلة المادة بالجرام
= عدد المولات × الكتلة المولية

مثال ١

فسر المعادلة الكيميائية الموزونة التالية باستخدام عدد الجسيمات وعدد المولات والكتلة, ثم وضح تطبيق قانون حفظ الكتلة.

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$$

	$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)}$	$\rightarrow$ $2Fe_2O_{3(s)}$	
	2 صيغة جزيئية	3 جزيئات	4 ذرات
	2mol	3mol	4mol
	=عدد المولات× الكتلة المولية =2×((2×55.85)+(3×16)) 319.4g =	=عدد المولات× الكتلة المولية =3× (2×16) 96 g =	=عدد المولات× الكتلة المولية =4× 55.85 =223.4g
	319.4g	319.4g=223.4 + 96	

اسم الطالب | التاريخ | / /

مثال ٢

فسر معادلة احتراق البروبان باستخدام عدد الجسيمات , وعدد المولات والكتلة ثم وضح تطبيق قانون حفظ الكتلة .

$C_3H_{8(g)}$ + $5O_{2(g)}$ → $3CO_{2(g)}$ + $4H_2O_{(g)}$			
1 وحدة صيغة	5 جزيئات	3 وحدة صيغة	4 وحدة صيغة
1mol	5mol	3mol	4mol
=عدد المولات× الكتلة المولية =1×((8×1)+(3×12)) 44g =	=عدد المولات× الكتلة المولية =5×(2×16) 160g =	=عدد المولات× الكتلة المولية =3× = ((1×12)+(2×16)) 132g	=عدد المولات× الكتلة المولية =4×((1×16)+(2×1)) 72g =
204g= 160 +44		204g =132+72	

ما النسبة المولية وما قانونها؟

مثال:

حدد النسبة المولية جميعها للمعادلة الكيميائية الموزونة التالية:

$$2K_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2KBr_{(s)}$$

اسم الطالب | التاريخ | / /

الحسابات الكيميائية- حسابات االمولات

مثال ١

من سلبيات احتراق غاز البروبان C_3H_8 إنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون، مما يزيد تركيزه في الغلاف الجوي. ما عدد مولات CO_2 التي تنتج عن احتراق 10mol من C_3H_8 في كمية وافرة من الأكسجين؟

مثال ٢

ما عدد مولات الهيدروجين الناتج من تفاعل 0.04mol من البوتاسيوم مع الماء كما في المعادلة التالية:

$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

اسم الطالب | التاريخ | / /

الحسابات الكيميائية- حسابات (المول- الكتلة)

مثال ١

احسب كتلة كلوريد الصوديوم NaCl المعروف بملح الطعام الناتجة عن تفاعل 1.25mol من غاز الكلور Cl_2 بشدة مع الصوديوم كما في المعادلة التالية:

$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$$

الكتل الذرية: (Na=23 , Cl=35.5)

مثال ٢

احسب كتلة C اللازمة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2 كما في المعادلة التالية:

$$TiO_2 + C + 2Cl_2 \text{ --->> } TiCl_4 + CO_2$$

الكتل الذرية: (C=12 Ti=47.8 O=16)

اسم الطالب |

التاريخ | / /

الحسابات الكيميائية- حساب (الكتل)

مثال ١

عند تحلل نترات الأمونيوم NH_4NO_3 -والتي تعد أهم الأسمدة – ينتج غاز أكسيد ثنائي النيتروجين)أكسيد النيتروز(والماء. حدد كتلة H_2O الناتجة عن تحلل ٢٥g من نترات الأمونيوم الصلبة NH_4NO_3 كما في المعادلة التالية:

$$NH_4NO_{3(s)} \rightarrow N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

الكتل الذرية((N=14 , H=1 , O=16

1-5 المادة المحددة للتفاعل

الفصل ١ (الحسابات الكيميائية)

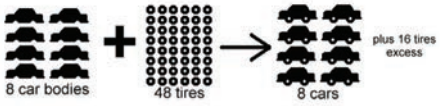
اسم الطالب |

التاريخ | / /

ما المادة المحددة للتفاعل و ما المادة المتفاعلة الفائضة ؟

المادة المحددة للتفاعل:

المادة المتفاعلة الفائضة:



مثال ١

مركب ثنائي كلوريد ثنائي الكبريت الذي يستخدم في صناعة جلفنة المطاط ويحضر بتفاعل مصهور الكبريت مع غاز الكلور حسب المعادلة التالية:

$$S_{8(l)} + 4Cl_{2(g)} \rightarrow 4S_2Cl_{2(l)}$$

اسم الطالب |

التاريخ | / /

مثال 1a

مثال 1b

اسم الطالب | التاريخ | / /

مثال ١

يتفاعل الفوسفور الصلب الأبيض P_4 مع الأكسجين لتكوين مركب صلب يسمى عاشر أكسيد رابع الفوسفور P_4O_{10} ويطلق على هذا المركب أحيانا اسم خامس أكسيد ثنائي الفوسفور لأن صيغته الأولية هي O_2P_5 والمطلوب ما يلي:

a- احسب كتلة P_4O_{10} الناتجة من تفاعل **25g** من الفوسفور مع **50g** من الأكسجين.

b- ما مقدار المادة الفائضة بعد انتهاء التفاعل.

اسم الطالب |

التاريخ | / /

مثال 2a

مثال 2b

اسم الطالب | التاريخ | / /

ما المردود النظري و ما المردود الفعلي ؟

المردود النظري	المردود الفعلي

نسبة المردود المئوية

تتكون كرومات الفضة الصلبة Ag_2CrO_4 عند إضافة كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 إلى محلول يحتوي على 0.5g من نترات الفضة $AgNO_3$. احسب المردود النظري لكرومات الفضة Ag_2CrO_4 واحسب نسبة المردود المئوية إذا كانت كتلة كرومات الفضة Ag_2CrO_4 الناتجة فعليا عن التفاعل هي 0.455g

(Cr=52,Ag=108 , N=14 ,O=16)

$$2AgNO_{3(aq)} + K_2CrO_{4(aq)} \rightarrow Ag_2CrO_{4(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

الكيمياء ٢-١

ثانوية ابن خلدون

2

الفصل الثاني
(الإلكترونات في الذرات)

2-1 الضوء وطاقة الكم

الفصل ٢
(الإلكترونات في الذرات)

اسم الطالب | التاريخ | / /

ماهو اقتراح رذرفورد

1
2
3

عيوب نموذج رذرفورد

1
2
3

ملاحظة

عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في الخواص الكيميائية رغم تواجدها في دورات مختلفة .

الطبيعة الموجية للضوء

تعريف الضوء:

تعريف الإشعاع الكهرومغناطيسي:

أمثلة على الإشعاع الكهرومغناطيسي:

اسم الطالب | التاريخ | / /

خصائص الموجات

ماذا تعرف عن خصائص الموجات				
م	الخاصية	رمزها	تعريفها	وحدة القياس
1	الطول الموجي			
2	التردد			
3		–	ارتفاع الموجة من الأصل إلى القمة أو من الأصل إلى القاع	–

ملاحظة

الطول الموجي والتردد لا يؤثران في سعة الموجة

العلاقة الرياضية بين سرعة الأشعة الكهرومغناطيسية(c) وطول موجتها(λ) وبين التردد (ν) كما يلي:

$c = \nu \lambda$ علماً بأن سرعة الضوء في الفراغ$(c) = 3\times10^{8}$ m/s

يلاحظ من العلاقة السابقة أن الطول الموجي والتردد يتناسبان عكسياً بعضهما مع بعض فإذا زادت أحد الكميتين تقل الأخرى.

الطيف الكهرومغناطيسي

الطيف المتصل(المرئي)(المستمر): هو الطيف الذي يحتوي ضوء الشمس على مدى متصل من أطوال الموجات والترددات مثل الضوء الأبيض.

آلية عمل الطيف المتصل

اسم الطالب | التاريخ | / /

علل يمكن استخدام المعادلة $c = \nu \lambda$ لحساب الطول الوجي أو التردد لأي موجة ؟

لأن الموجات الكهرومغناطيسية كلها تنتقل بالسرعة نفسها في وسط معين.

مثال : تستخدم موجات الميكروويف لطهي الطعام. فما الطول الموجي لموجات الميكروويف التي ترددها $3.44 \times 10^{9} Hz$

مفهوم الكم

العلاقة الرياضية بين طاقة الكم وتردد الشعاع المنبعث .....

حيث E :

حيث h :

حيث ν :

ملاحظة

العلاقة بين طاقة الإشعاع و التردد علاقة .....

ما هي طاقة الكم لموجات الميكروويف اذا علمت أن ترددها **7.45Hz** ؟

اسم الطالب |

التاريخ | / /

التأثير الكهروضوئي

آلية عمل التأثير الكهروضوئي

1

2

3

شرط اطلاق الفوتوإلكترونات من معدن ما:

اسم الطالب | التاريخ | / /

طيف الإنبعاث الذري :

هو مجموعة ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من الذرات.

.....

.....

.....

الطبيعة الثنائية للضوء

افترض أينشتاين أن للضوء طبيعة ثنائية أي لها خواص موجية ومادية لها حزمة أشعة من الطاقة تسمى الفوتونات .

الفوتون .....

*إقترح آينشتاين أن تكون لطاقة الفوتون حد معين يؤدي إلى إطلاق الفوتوإلكترون من سطح المعدن.

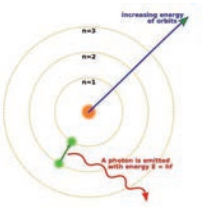
مسائل تدريبية طاقة الفوتون

يحصل كل جسم على لونه عن طريق عكس جزء معين من الضوء الساقط عليه, ويعتمد لون على طول موجة الفوتونات المنعكسة, ثم على طاقتها. فما طاقة فوتون الجزء البنفسجي لضوء الشمس إذا كان تردده $10^{14} \times 32.7\ S^{-1}$

اسم الطالب |

التاريخ | / /

نموذج بور لذرة الهيدروجين



1

2

3

4

ملاحظة

١ . تسمى الحالة الأقل طاقة والمسموح بها للذرة .....

٢ . تسمى الحالة التي تكتسب فيها الذرة طاقة .....

طيف الهيدروجين الخطي

1

2

ينتج من انتقال الإلكترون

a- سلاسل فوق بنفسجية(.....) عند انتقال الإلكترونات إلى مستوى n=

b- سلاسل مرئية (.....) عند انتقال الإلكترونات إلى مستوى n=

c- سلاسل تحت الحمراء (.....) عند انتقال الإلكترونات إلى مستوى n=

اسم الطالب | التاريخ | / /

اقتنع العلماء بعدم صحة نموذج بور بسبب:
١ (لم يستطيع تفسير أطياف عناصر أخرى غير طيف الهيدروجين .
٢ (لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات.
٣ (الفهم الخاطئ في حركة الإلكترونات في الذرات بأنها تتحرك حول النواة في مدارت دائرية.

فوضعوا تصورات جديدة ومبتكرة تبين كيف تتوزع الإلكترونات في الذرات:

1- مبدأ لوي دي برولي:

قام بتفسير مستويات الطاقة الثابتة في نموذج بور واعتقد أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات.
اشتق المعادلة التالية التي توضح العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية:

*كلما زادت كتلة الجسم المتحرك فإن طول الموجة المصاحب لحركته تكون قصيرة..... .

2- مبدأ هايزنبرج للشك:.

3- معادلة شرودنجر الموجية:

النموذج الموجي الكمي للذرة:

دالة الموجة:

المجال (الفلك) الذري:

السحابة(الكثافة) الالكترونية:

اسم الطالب | التاريخ | / /

عدد الكم الرئيس (. .....)

n= 1,2,3,4,5,6,7

كلما زادت قيمة **n** زاد حجم المجال وبالتالي تزداد طاقته .
تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على مستويات فرعية.

المجال **s** :
المجال **p** :
المجال **d** :
المجال **f** :

عدد الكم الرئيس (n)	المستويات الفرعية	عدد المجالات في المستويات الفرعية	مجموع المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس (n^2)
1	s		1
2	s p		4
3	s p d		9
4	s p d f		16

اسم الطالب | التاريخ | / /

التوزيع الإلكتروني

الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقراراً وثباتاً من الأنظمة ذات الطاقة العالية .

مبادئ وقواعد توزيع الإلكترونات في الحالة المستقرة :

١- مبدأ أوفباو:.....
٢- مبدأ باولي:.....

* يمكن حساب الحد الأعلى من الإلكترونات المرتبطة مع كل مستوى طاقة رئيسي بالعلاقة التالية :

عدد الإلكترونات=$2n^2$ حيث n رقم المستوى .

٣- قاعدة هوند:

طرق التوزيع الإلكتروني

١) ..... : تعبير عن مستوى الطاقة الرئيسي والمستويات الفرعية المرتبطة مع كل مجال في الذرة ويتضمن أساً يمثل عدد الإلكترونات في المجال.

مثال: أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية بطريقة الترميز:

$_{6}C=1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

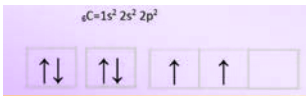
$_{12}Mg=\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

اسم الطالب | التاريخ | / /

طرق التوزيع الإلكتروني

٢) ..... : تعبير عن الإلكترونات في المجالات بأسهم في المربعات .

مثال: أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية بطريقة رسم مربعات المجالات:



٣) ..... هي طريقة لتمثيل التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الموجودة في المجموعة الثامنة وتحتوي في مدارها الأخير ثمان إلكترونات وتكون مستقرة باستثناء الهيليوم .

*** نستخدم الأقواس المربعة في ترميز الغاز النبيل .**

مثال:ما ترميز الغاز النبيل لكل من العناصر التالية:

$_{11}Na=[Ne]\ 3s^1$

$_{20}Ca=[Ar]\ 4s^2$

استثناءات التوزيع الإلكتروني

العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني ب **s,d** تسمى الانتقالية ولا تكون مستقرة إلا إذا كان **d** نصف ممتلئ (**5**إلكترونات) أو ممتلئ(**10** إلكترونات).

اسم الطالب | التاريخ | / /

مثال ١

أكتب ترميز الغاز النبيل لكل من العناصر التالية :

$_{24}Cr=$

$_{29}Cu=$

إلكترونات التكافؤ

إلكترونات التكافؤ:

أهميتها:

مثال: حدد إلكترونات التكافؤ لكل مما يلي:

a- الكبريت S

$_{16}S=$

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس):

اسم الطالب | التاريخ | / /

طريقة كتابة التمثيل النقطي (تمثيل لويس):

1. كتابة التوزيع الإلكتروني بشكل صحيح
2. معرفة إالكترونات التكافؤ
3. كتابة إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط في الجوانب الأربعة للرمز ثم نكرر هذه العملية حتى تستخدم النقاط جميعها .

أمثلة

ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات العناصر التالية:

1) الليثيوم $_3Li$

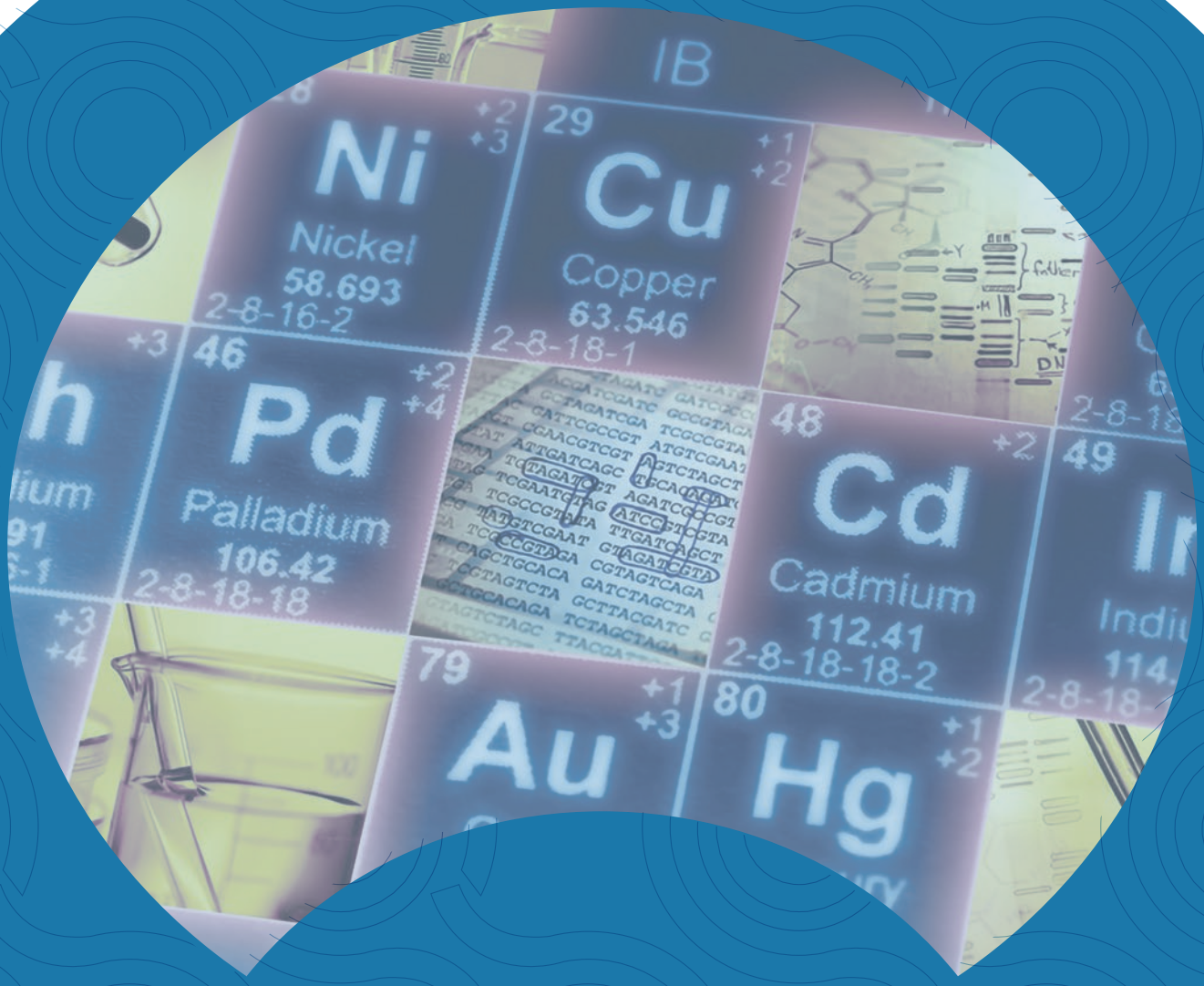
$_3Li=$

2) النيتروجين $_7N$

$_7N=$

الكيمياء ٢-١

ثانوية ابن خلدون



3

الفصل الثالث
الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

اسم الطالب | التاريخ | / /

ساهم عدة علماء في تطور الجدول الدوري الحديث

راجع الجدول ص

	العالم	المساهمة
1	نيولاندز	
2	ماير	
3	مندليف	
4	موزلي	

ملاحظات

1. يتكون الجدول الدوري الحديث من مجموعة مربعات، يحتوي كل مربع على: اسم العنصر، رمزه، الكتلة الذرية والعدد الذري.
2. الأعمدة تعرف ب "المجموعات" والصفوف تعرف ب "الدورات".
3. يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبع دورات. و ١٨ مجموعة.
4. سمي الجدول الدوري بهذا النمط بالدورية لأنه يتكرر بالنمط نفسه
5. ترتب العناصر في الجدول الدوري تصاعديا وفق أعدادها الذرية (عدد البروتونات).

3-1 تابع تطور الجدول الدوري الحديث ١

اسم الطالب | التاريخ | / /

الفلزات تنقسم إلى قسمين

فلزات قلوية

عناصر المجموعة (1) ماعدا (H) .

مثل: Li, Na, K

فلزات قلوية أرضية

عناصر المجموعة (2)

مثل: Be, Mg, Ca

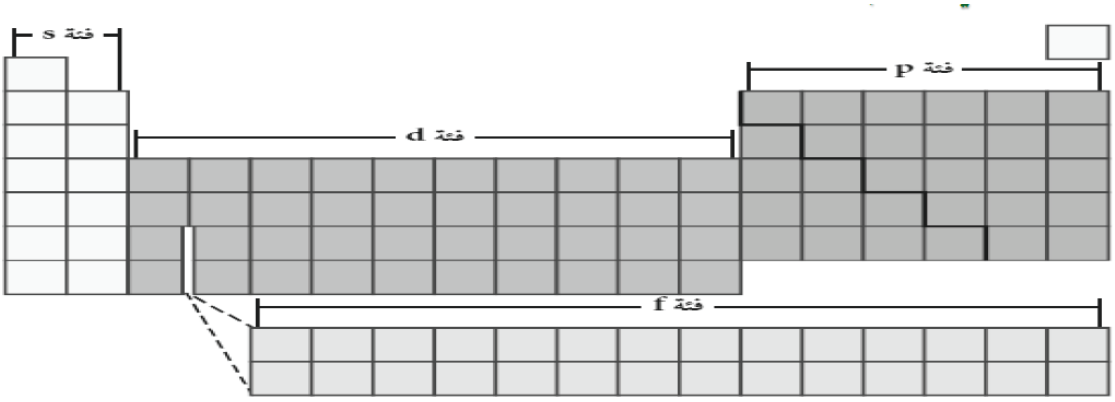
الجدول الدوري الحديث

- عناصر المجموعة الرئيسية
- عناصر انتقالية داخلية
- عناصر انتقالية داخلية

ملاحظات

1. عناصر المجموعة **17** عناصر شديدة التفاعل تعرف ب"الهالوجينات".
2. لا توجد عناصر هذه المجموعة(**17**) بصورة فردية ولكن تكون جزء من مركب **(علل)** لأنها شديدة التفاعل(نشطة كيميائيا).
3. عناصر المجموعة **18** عناصر خاملة جداً تعرف ب"الغازات النبيلة".
4. سبب خمول(استقرار) عناصر المجموعة **(18)** هو امتلاء مستوى الطاقة الأخير.
5. تستخدم هذه الغازات في المصابيح الكهربائية وفي لوحات النيون.

اسم الطالب | التاريخ | / /



يقسم الجدول الدوري الحديث إلى أربع فئات، وكل فئة لها طاقة استيعابية تم شرحها سابقاً، لكن هناك علاقة بين عدد الإلكترونات والطاقة الاستيعابية.

الفئة	عدد الإلكترونات	عدد المجموعات	الموقع
s	2e	He + 2,1	يمين الجدول
p	6e	6	يسار الجدول
d	10e	10	وسط الجدول
f	14e	14	اسفل الجدول

إلكترونات التكافؤ

ملاحظات

- ذرات المجموعة الواحدة لها الخواص نفسها)نفس السلوك الكيميائي ,(علل) لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه .
- الجدول التالي يوضح العلاقة بين إلكترونات التكافؤ ورقم المجموعة كما يلي :

إلكترونات التكافؤ								
رقم المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18

اسم الطالب | التاريخ | / /

ملاحظات

1. تبين إلكترونات التكافؤ رقم المجموعة التي يوجد بها العنصر.
2. يبين رقم المستوى الرقم الذي يسبق الرمز(رقم الدورة).
3. يبين الرمز الحرف الإنجليزي(نوع الفئة).

أمثلة

رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم الدورة	رقم المجموعة	نوع الفئة
2 He				
3 Li				
10 Ne				
13 Al				

مسألة تدريبية

لعنصر **السترانشيوم** الذي يستخدم في إضفاء اللون الأحمر على الألعاب النارية, التوزيع الالكتروني **(KR)5s2**

حدد كل من : مجموعته , دورته , فئته (بدون استخدام الجدول الدوري).

المجموعة: **الدورة:** **الفئة:**

3-3 تدرج خواص العناصر

اسم الطالب | التاريخ | / /

ما المقصود بنصف القطر

عرف الأيون

عرف طاقة التأين

علل: عند فقدان الذرة إلكترون يصغر حجمها ؟

1

2

عرف الكهروسالبية

ملاحظات

1. يتناقص نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون من اليسار إلى اليمين عبر الدورات ويتزايد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات .
2. تزداد طاقة التأين و الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورات وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات .

تنص القاعدة الثمانية

"أن الذرة تكتسب إلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الأخير " .
القاعدة الثمانية لا تشمل عناصر الدورة الأولى (H و He) **(علل)**

الكيمياء ٢-١

ثانوية ابن خلدون

4

الفصل الرابع
المركبات الأيونية والفلزات

اسم الطالب | التاريخ | / /

س١ : كيف تتكون الأيونات؟ علل؟

س٢ : علل: الذرة متعادلة كهربائيا ؟

س٣ : متى يتكون الأيون الموجب؟ وماذا يسمى ؟

مثال على تكون الكاتيون:		
ذرة الصوديوم	اقرب غاز نبيل	أيون الصوديوم
$_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$_{10}Ne: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	يفقد e^- واحد (Na^+)

س٤ : متى يتكون الأيون السالب؟ وماذا يسمى ؟

مثال على تكون الأنيون:		
ذرة الكلور	اقرب غاز نبيل	أيون الكلور
$_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	$_{18}Ar: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	يكتسب e^- واحد (Cl^-)

اسم الطالب | التاريخ | / /

ملاحظات هامة

- ملاحظات هامة:

1- عند تكون الأيون يتغير عدد (e^-) لكن يبقى عدد (p^+) ثابتاً في نواة الذرة.

2- ذرات الفلزات نشيطة كيميائياً (علل) لأنها تفقد إلكترونات تكافئها بسهولة.

3- يوجد توزيع إلكتروني مستقر غير التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل فالعناصر الانتقالية لا تكون في وضع مستقر إلا عندما يكون المجال d ممتلئ بالكامل أو نصفه (10 أو 5) كما في المثال التالي:

$_{30}Zn: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$

وعند تكون أيون الخارصين يفقد إلكترونين من المجال 4s وينتج عنه التوزيع الإلكتروني المستقر المشابه للتوزيع الإلكتروني بالغاز النبيل كما يلي:

$_{30}Zn: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$

اسم الطالب | التاريخ | / /

س ١ - مالمقصود بكلا من:

الرابطة الكيميائية:

الرابطة الأيونية:

المركبات الأيونية:

س٢- عدد خواص المركبات الأيونية

1. **توجد على شكل بلورات :**
* تختلف البلورات الأيونية في شكلها **(علل)** بسبب حجم الأيونات وأعداد الأيونات المترابطة .
* تمتاز البلورات الأيونية بالقوة والصلابة والهشاشة **(علل)** بسبب قوة التجاذب التي تحافظ على الأيونات في أماكنها .

2. **موصلة للتيار الكهربائي :**
في حالة المحلول والسائل بسبب وجود جسيمات مشحونة حرة الحرك ة .
* المواد الصلبة الأيونية لا توصل الكهرباء، لأن الأيونات مقيدة الحركة بسبب قوى الجذب الكبيرة. (بسبب عدم وجود جسيمات حرة الحركة) .
* يسمى المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي باسم **الإلكتروليت .**

3. **درجة انصهارها وغليانها مرتفعة :**
لأن الروابط الأيونية قوية نسبيا ، لذلك تحتاج البلورات الأيونية إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها .

اسم الطالب | التاريخ | / /

س ٣ - ما هي الشبكة البلورية؟ وكيف تتكون ؟

س ٤ - / التفاعلات الكيميائية تنقسم إلى قسمين. اذكرها ؟

1 تفاعلات ماصة للحرارة:

مثل :

2 تفاعلات طاردة للحرارة:

مثل :

علل؟ المركبات الأيونية دائما طاردة للحرارة

س ٥ - ماهي طاقة الشبكة البلورية؟ في أي الحالات تكون عالية ؟

.....

تكون طاقة الشبكة البلورية أعلى ما يمكن في الحالات التالية :

a . .....

مثال: طاقة الشبكة البلورية ل MgO أكبر من NaF لأن عدد الشحنات له أكثر .

b . .....

مثال: طاقة الشبكة البلورية ل KF أكبر من RbF لأن نصف القطر الذري للبوتاسيوم أصغر من نصف قطر الروبيديوم .

اسم الطالب | التاريخ | / /

س١ - عرف كلا من مع ذكر مثال ؟

أ **وحدة الصيغة الكيميائية :**
مثل :

ب **عدد التأكسد:**
مثل :
هي عدد الإلكترونات التي تفقده الذرة أو تكتسبها لتكوين الأيون.
(أنظر الجدول 7 – 3 ص 97 .)

س٢ - تنقسم صيغ المركبات الأيونية إلى ثلاثة أنواع. أذكرها ؟

1) الأيون الأحادي الذرة:

يتكون من ذرة عنصر واحدة مشحونة.

مثل: Mg^{2+} , Br^- (انظر الجدول 6-3 ص96).

2) الأيونات ثنائية الذرات:

تتكون من أيونات موجبة أحادية الذرة (فلز) وأيونات سالبة أحادية الذرة (لافلز).

مثل: NaF , K_2O

3) الأيونات عديدة الذرات:

هي الأيونات المكونة من أكثر من ذرة واحدة.

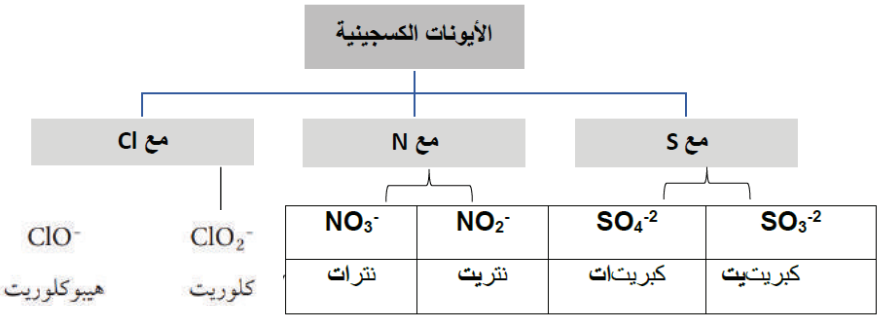
مثل: NH_4^+ ، SO_4^{-2} (انظر الجدول 8-3 ص99).

كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية :
عند كتابة الصيغة الكيميائية لأي مركب أيوني يكتب من اليسار رمز الأيون الموجب أولاً ثم يكتب رمز الأيون السالب، يتم كتابة عدد الأيونات بدون شحنة، ضرب الطرفين في الوسطين نحصل على الصيغة الصحيحة .

** الجذور تكتب كما هي، عند وجود أكثر من أيون نضع رمز الأيون داخل قوسين ثم نشير إلى العدد المطلوب بوضع الرقم أسفل يمين القوس من الخارج.

اسم الطالب | التاريخ | / /

تسمية الأيونات الأكسجينية:



س٣ - أوجد الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية التالية:

أ) البوتاسيوم (K^+) والأكسجين (O^{-2}):	ب) الصوديوم (Na^+) والفلور (F^-):
K_2O	NaF
ج) الكبريت (S^{-2}) والألومنيوم (Al^{3+}):	د) اليود (I^-) و البوتاسيوم (K^+)
Al_2S_3	KI

تسمية المركبات الأيونية ثنائية الذرات :

عند تسمية المركبات الأيونية نبدأ من اليمين بذكر اسم الأيون السالب أولاً مضافا إليه مقطع (يد) . ثم اسم الأيون الموجب .

** في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد نشير إليه بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسم الأيون الموجب. (ثنائي II ، ثلاثي III) مثلا: الحديدIII

س٤ - سم المركبات الأيونية التالية :

الصيغة الكيميائية	اسم المركب الأيوني
NaCl	
CO_2	
$CaCl_2$	
Al_2O_3	

اسم الطالب | التاريخ | / /

س١ - ما المقصود بكلا من :

الروابط الفلزية

نموذج سحابة الإلكترونات :

الإلكترونات الحرة :

س٢ - عدد الخواص الفيزيائية الفلزات؟

١) درجة الغليان والانصهار متفاوته .
درجات الانصهار ليست مرتفعة جداً كدرجات الغليان **(علل)** لأن الأيونات الموجبة و الإلكترونات الحرة ةالحركة في الفلز ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جداً لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض، أما أثناء الغليان يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى مما يتطلب طاقة كبيرة جداً .

٢) قابلة للطرق والسحب .
يمكن تحويلها إلى صفائح عند طرقها، وتحويلها إلى أسلاك عند سحبها .

٣) توصيل الحرارة والكهرباء .
(علل)بسبب وجود الإلكترونات الحرة التي تقوم بنقل الحرارة من مكان إلى آخر بسرعة أكبر من توصيل المواد التي لا تحتوي على إلكترونات حرة .

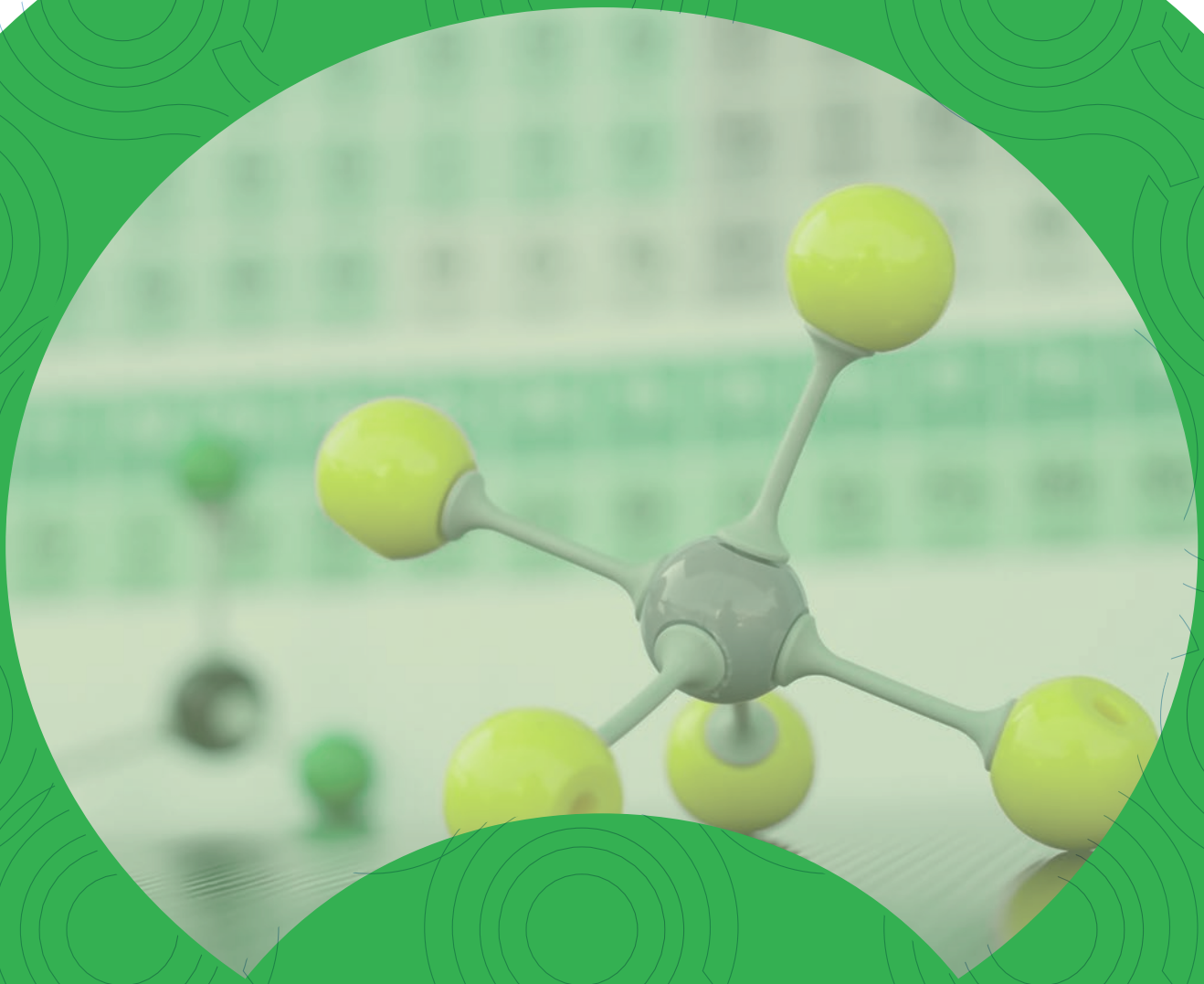
الصلابة والقوة

كلما زادت أعداد الإلكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة.
* الروابط الفلزية في الفلزات الانتقالية أقوى من الفلزات القلوية من حيث الصلابة
(علل) لأن الفلزات الانتقالية تحتوي على عدد إلكترونات أكثر بينما الفلزات القلوية تحتوي على إلكترون واحد .

س٣ - ما المقصود بالسبيكة؟ مع مثال؟

الكيمياء ٢-١

ثانوية ابن خلدون



5

الفصل الخامس
الروابط التساهمية

اسم الطالب | التاريخ | / /

الروابط التساهمية

الجزيء

ملاحظة

تحدث الروابط التساهمية بين : .....

تتكون معظم الروابط التساهمية بين : .....

علل

-الجزيئات ثنائية الذرة : ($I_2, Br_2, Cl_2, F_2, O_2, N_2, H_2$) تكون روابط تساهمية.

مثال: الفلور F_2

$_9F=1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

1) كل ذرة فلور تحتوي على سبع إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصل إلى حالة الثمانية(الغازات النبيلة).

2) عندما تقترب ذرتا الفلور تحت تأثير العديد من القوى:

a) تتولد قوتا تنافر تؤثران في الذرات: إحداهما بين إلكترونات كل ذرة والأخرى بين بروتونات كل ذرة.

b) تتولد قوتا تجاذب تؤثران في الذرات: إحداهما بين إلكترونات كل ذرة والأخرى بين بروتونات كل ذرة.

3) كلما اقتربت ذرات الفلور مع بعضهما البعض زادت قوة التجاذب بين بروتونات أحدهما مع إلكترونات الأخرى إلى أن تصل إلى نقطة تكون عندها محصلة قوى التجاذب أكبر من محصلة قوى التنافر وبالتالي يحدث ارتباط الذرتين برابطة تساهمية.

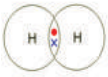
تمرين: ارسم شكل لويس للذرات التالية:

التوزيع الالكتروني:	التمثيل النقطي:
$_1H: 1S^1$	H•
$_9F: 1S^2\ 2S^2\ 2P^5$	F

*يوضح تركيب لويس ترتيب الكترونات التكافؤ في الجزيء، حيث يمثل كل خط أو زوج من النقاط العمودية رابطة تساهمية واحدة. H:H , H-H

اسم الطالب | التاريخ | / /

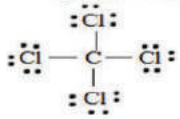
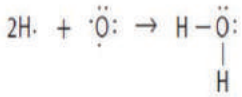
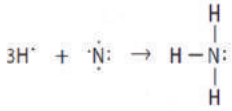
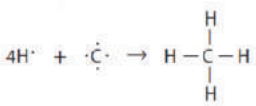
الرابطة التساهمية الأحادية



* يسمى زوج الإلكترونات المشترك باسم ..... .
مثال: جزيء الهيدروجين H_2

تتشارك ذرتا الهيدروجين في زوج من الإلكترونات تحصل كل ذرة على مستوى خارجي ممتلئ بالإلكترونات وتحصل على الاستقرار .

$$H^{\cdot} + H^{\cdot} \rightarrow H:H$$

المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية	المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية
تعرف هذه المجموعة باسم الهالوجينات وتشمل: F_2, Cl_2, Br_2, I_2 تحتوي عناصر هذه المجموعة على سبعة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترون واحد للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات. 1) تكون روابط تساهمية أحادية مع ذرات من نفس النوع F_2, Cl_2, Br_2, I_2 2) تكون روابط تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى مثل الكربون. (CCl_4) 	تشترك عناصر هذه المجموعة في إلكترونين وتكون رابطتين تساهميتين الأكسجين توزيعه الإلكتروني $_8O=1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ يتكون الماء (H_2O) من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين ويلاحظ في الرسم التالي أن لذرة الأكسجين رابطتين تساهميتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المترابطة 
المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية	المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية
تكون عناصر هذه المجموعة ثلاث روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات. النيتروجين توزيعه الإلكتروني $_7N=1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ يتكون غاز الأمونيا(النشادر) (NH_3) من ثلاث ذرات هيدروجين وذرة نيتروجين ويلاحظ في الرسم التالي أن لذرة النيتروجين ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج من الإلكترونات غير المترابطة. 	تكون عناصر هذه المجموعة أربع روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات الكربون توزيعه الإلكتروني $_6C=1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ يتكون الميثان (CH_4) من أربع ذرات هيدروجين وذرة كربون ويلاحظ في الرسم التالي أن لذرة الكربون أربع روابط تساهمية أحادية. 

اسم الطالب |

التاريخ | / /

مسألة تدريبية

ارسم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين(HF) .

الروابط التساهمية

الروابط الثنائية: تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينها.
مثل: الأكسجين يوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة ولكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ كما في التوزيع التالي:

8O=1s2 2s2 2p4

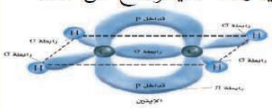
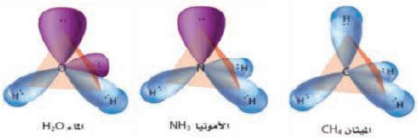
وتحتاج إلى إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغازات النبيلة. لذلك تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بإلكترونين ليصل المجموع إلى زوجين من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين.

الروابط الثلاثية: تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينها.
مثل: النيتروجين يوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة تحتوي
على رابطة تساهمية ثلاثية ولكل ذرة نيتروجين خمسة إلكترونات تكافؤ كما في التوزيع التالي:

7N=1s2 2s2 2p3

تشترك كل ذرة نيتروجين في ثلاثة إلكترونات لتكون رابطة تساهمية ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى.

اسم الطالب | التاريخ | / /

نوع الرابطة	(π) الرابطة باي	(σ) الرابطة سيجما
التعريف		
مثال	الأيثين C_2H_4: تتكون الرابطة التساهمية المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين من رابطة سيجما ورابطة باي, حيث تقترب ذرتان من الكربون إحداهما من الأخرى وينتج عن لدرجة تسمح بالتداخل بين مجالات ذلك الشكل الدائري رابطة باي وينتج عن ذلك سحابة إلكترونية 	المجالات التي تكون رابطة سيجما في المركب التساهمي: تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مجال s مع مجال s آخر أو مجال p أو عند تداخل مجال p مع مجال p آخر. أمثلة: جزيئات الماء H_2O والامونيا NH_3 والميثان 

العوامل المؤثرة على قوة الرابطة التساهمية

1 طول الرابطة:
طول الرابطة وقوتها مرتبطان أحدهما بالآخر,فكلما قصر طول الرابطة كانت أقوى, وكلما زادت عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة.

2 طاقة تفكك الرابطة:
توضح قوة الرابطة الكيميائية بسبب العلاقة العكسية بين طول الرابطة وطاقتها أي كلما قل طول الرابطة زادت طاقة تفكك الرابطة, وأن مجموع طاقات تفكك الروابط جميعها في جزيء من مركب ما يساوي مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في الجزيء.

طاقة التفاعل الكيميائي

١- التفاعل الماص للحرارة :

٢- التفاعل الطارد للحرارة:

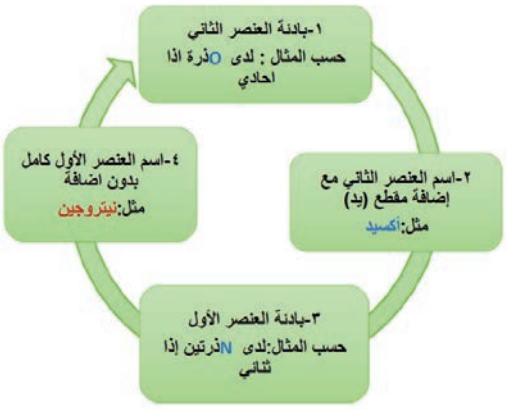
اسم الطالب |

التاريخ | / /

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات :

المركبات الجزيئية ثنائية الذرات تتكون من لافلزين فقط كما القواعد التالية :

مثال: N_2O هو غاز أكسيد ثنائي النيتروجين
ويستخدم في التخدير
والاسم الشائع له الغاز المضحك



قائمة البادئات الأكثر شيوعاً واستعمالاً :

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)

الأسماء الشائعة لبعض المركبات الجزيئية :

الاسم العلمي	الاسم الشائع	الصيغة الجزيئية
أكسيد ثنائي الهيدروجين	الماء	H_2O
أكسيد النيتروجين	أكسيد النيتريك	NO
ثلاثي هيدريد النيتروجين	الأمونيا	NH_3
رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين	الهيدرازين	N_2H_4

P2O5	
CO2	

تسمية الأحماض

الأحماض:

أنواع الأحماض:

١-

٢-

الأيون الأكسجيني

عبارة عن أيون عديد الذرات يحوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين .

الأحماض الثنائية مع الهيدروجين / مثال:حمض الهيدروكلوريك HCl

١-كلمة حمض

٢- ثم كلمة الهيدرو

٣-اسم العنصر + (يك)

الأحماض الأكسجينية/ مثال:حمض النيتريك HNO3

١-كلمة حمض

٢-اسم الجذر +

إذا انتهى الجذر بـ(...) يستبدل بـ(...)

إذا انتهى الجذر بـ(...) يستبدل بـ(...)

والجدول التالي يوضح كيف تتفق أسماء عدة أحماض أكسجينية مع هذه القواعد

المركب	الأيون الأكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	- يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	- وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نترات	- يك	حمض النيتريك
HNO_2	نتريت	- وز	حمض النيتروز

تمرين: سم كلا من المركبات الجزيئية ثنائية الذرات و الأحماض الآتية:

HClO2	
H2S	

ملاحظة:*اذا وجد في الحمض اكسجين لا تضاف كلمة هيدرو

اسم الطالب | التاريخ | / /

الصيغة البنائية

هي الصيغة التي توضح الرموز والروابط لبيان موقع الذرا ت .

مسألة تدريبية تراكيب لويس

١- تركيب لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية :

تستخدم الأمونيا بوصفها خاماً لصناعة العديد من المواد الأخرى ومنها مواد التنظيف والأسمدة والمتفجرات.

ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3 .

اسم الطالب | التاريخ | / /

٢- تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات :

الخطوات :

1

2

3

4

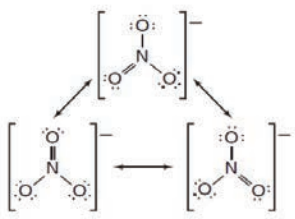
مسألة تدريبية

ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات PO_4^{-3} المتعدد الذرات.

أشكال الرنين

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

مثال: ارسم أشكال رنين لويس للأيون NO_3^-



تمرين: ارسم اشكال الرنين للجزيئات التالية في ورقة خارجية:

a-O_3	b-SO_2

اسم الطالب | التاريخ | / /

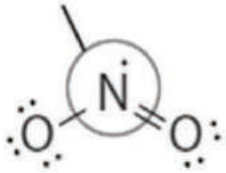
استثناءات قاعدة الثمانية

بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع قاعدة الثمانية وهناك بعض الأسباب لهذه الاستثناءات :
إلكترونات التكافؤ الفردية: يمكن أن يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات أعداد فردية لإلكترونات التكافؤ ولا تستطيع أن تكون ثمانية إلكترونات حول كل ذرة.

مثال ١ : NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و 12 من الأكسجين أي أن المجموع 17 إلكترون تكافؤ لذا لا يمكنه تكوين عدد صحيح من أزواج الإلكترونات .
يلاحظ من الرسم أعلاه أن ذرة النيتروجين المركزية في جزيء NO_2 لا تحقق قاعدة الثمانية فهي تحتوي على سبع إلكترونات فقط في مستوى الطاقة الخارجي.

ارسم تركيب لويس للجزيئات التالية في ورقة خارجية :

a-ClO_2 b-NO



حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية:

الرابطة التساهمية

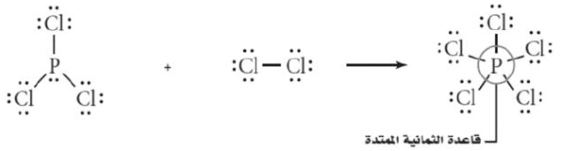
هي الرابطة التي تتكون عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيونا آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيبا إلكترونيا مستقراً بأقل طاقة وضع.
عادة ما تكون الذرات أو الأيونات ذات الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسقية مع ذرات أو أيونات تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

مثال: تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمونيا كما في الرسم التالي:

اسم الطالب | التاريخ | / /

القاعدة الثمانية الممتدة

هي قاعدة لمركبات لا تتبع قاعدة الثمانية
وتحتوي فيها الذرة المركزية على أكثر من **8** إلكترونات تكافؤ .
يمكن تفسير قاعدة الثمانية الممتدة بالأخذ بعين الاعتبار المجال **d** الذي يوجد في مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها .
مثال: تكون روابط الجزيء PCl_5 تتكون خمس روابط من عشرة إلكترونات مشتركة في مجال **s** واحد وثلاث مجالات **p** ومجال **d** واحد



تمرين هام : ارسم تركيب لويس للجزيئات الآتية :

a-SF_6 b-XeF_4

SF_6:

XeF_4:

اسم الطالب | التاريخ | / /

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ:

أهمية تحديد شكل الجزيء:
١)
٢)
نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR :

زاوية الرابطة:
التهجين:

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات (الفصوص) فتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

الجدول 5-6 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير الرابطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	180° خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	120° مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	sp^3	109.5° رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	107.3° مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	104.5° منحن
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	90° 120° ثنائي الهرم مثلثي (المداسي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	90° 90° ثماني الأوجه منتظم

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًا.

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزوايا بين الروابط 109.5°.

لجزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104° مما يجعل شكل جزيء الماء منحنيًا.

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكون شكلاً ثماني الأوجه.

5-4 تابع أشكال الجزيئات ١

اسم الطالب |

التاريخ | / /

مسألة تدريبية

ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ و حدد مقدار زاوية الرابطة والمجالات المهجنة فيه.

اسم الطالب |

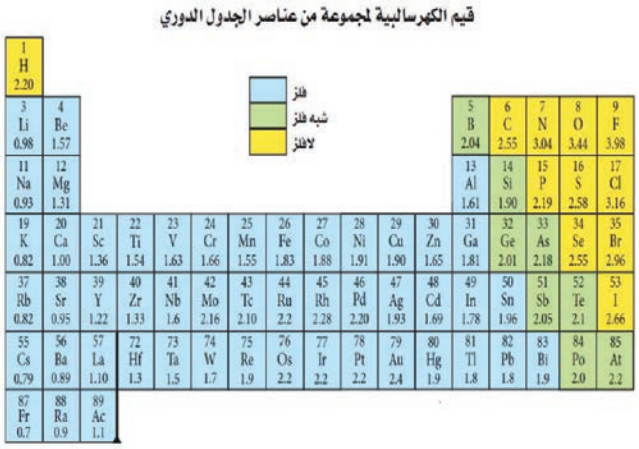
التاريخ | / /

تعتمد نوع الرابطة الكيميائية التي تتكون أثناء التفاعل الكيميائي على قدرة جذب الذرات للإلكترونات .

الميل الإلكتروني :
هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال إلكترون .

في الدورة الواحدة يزداد الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري .
في المجموعة الواحدة يقل الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري

قيم الكهرسالبية لمجموعة من عناصر الجدول الدوري



ويستثنى من ذلك الغازات النبيلة (المجموعة 18).
تساعد قيم الكهروسالبية في حساب الميل الإلكتروني لبعض الذرات في المركبات الكيميائية.

الفلور له أكبر قيمة كهروسالبية وأقلها **الفرانسيوم.**

علل: لا توجد قيم الكهروسالبية للغازات النبيلة: لأنها لا تتفاعل في الغالب ولا تكون مركبات.

أنواع الرابطة:

يعتمد نوع الرابطة(أيونية أو تساهمية) على مقدار قوة جذب الذرات لإلكترونات الرابطة. الجدول التالي يوضح إمكانية توقع نوع الرابطة باستخدام فرق الكهرسالبية بين العناصر

فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
أكثر من 1.7	أيونية غالباً
0.4-1.7	تساهمية قطبية
أقل من 0.4	تساهمية غالباً
0	تساهمية غير قطبية

1. **الرابطة التساهمية القطبية:** هي الرابطة التي لا تكون فيها الإلكترونات المرتبطة منجذبة بالتساوي إلى ذرتي الرابطة.

2. **الرابطة التساهمية غير القطبية(نقية):** هي الرابطة التي يكون فيها فرق الكهرسالبية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرا . (الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين).

3. **الرابطة الأيونية:** هي الرابطة التي يكون فيها فرق كبير في الكهرسالبية بين الذرات المترابطة ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى.

ملاحظة: أحيانا تكون الرابطة غير واضحة ما إذا كانت أيونية أو تساهمية, فإذا كان الفرق في الكهرسالبية 1.7 فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50 ٪ أيونية وبنسبة 50 ٪ تساهمية.

اسم الطالب | التاريخ | / /

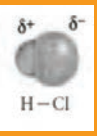
الروابط التساهمية القطبية

تتكون الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات لإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها.

عندما تتكون الرابطة القطبية تسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات لذلك تمضي الإلكترونات وقتا أطول حول هذه الذرة وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة.

يستخدم الحرف الإغريقي δ ليمثل الشحنة الجزئية في الرابطة التساهمية القطبية وتمثل δ - شحنة جزئية سالبة في حين تمثل δ + شحنة جزئية موجبة وتكون الذرة ذات الكهرسالبية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة أما الذرة ذات الكهرسالبية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وتعرف الرابطة القطبية الناتجة بثنائية القطب (ذات القطبين) كما في الرسم التالي

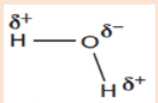
Cl - 3.16	الكهروسالبية	
H - 2.20	الكهروسالبية	
0.96	الفرق	



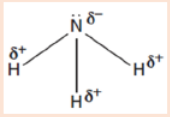
القطبية الجزيئية	قابلية ذوبان الجزيئات القطبية
تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. من الخواص المميزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب للمجال الكهربائي(**علل**) لأن الجزيئات القطبية ثنائية الأقطاب لها شحنات جزئية عند أطرافها، لذا تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية عند الطرفين وينتج عن ذلك تأثر الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله	1) الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية. 2) الجزيئات غير القطبية تذوب فقط في المواد غير القطبية. الجزيئات التساهمية المتماثلة مثل الزيت ومعظم المنتجات النفطية لا تذوب في الجزيئات التساهمية غير المتماثلة مثل الماء(**علل**) لأن الزيت والمنتجات النفطية غير قطبية والماء قطبي

القطبية وشكل الجزيء

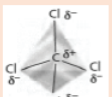
يحتوي على روابط الماء (H2O) قطبية والفرق في الكهرسالبية بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين يساوي ١,٢٤ لذلك يعتبر جزيء الماء قطبي ويأخذ الشكل المنحني(**علل**) بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية كما في الشكل التالي:



يحتوي على روابط الأمونيا (NH3) قطبية والفرق في الكهرسالبية بين الهيدروجين والنيتروجين ٠,٨٤ لذلك يعتبر جزيء الأمونيا قطبي ويأخذ شكل هرمي ثلاثي الأوجه (**علل**) لأنه غير متماثل وتوزيع الشحنة غير قطبي كما في متساو لذلك يكون جزيء الشكل التالي:



رباعي كلوريد الكربون (CCl4) يحتوي على روابط تساهمية قطبية والفرق في الكهرسالبية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي ٠,٦١ لذلك يعتبر جزيء رباعي كلوريد الكربون غير قطبي ويأخذ الشكل رباعي الأوجه (**علل**) لأنه متماثل لذلك مقدار الشحنة من أي مسافة عن المركز متساوياً لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور، في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون ولأن الشحنات الجزئية متساوية لذا يكون جزيء غير قطبي CCl4 كما في الشكل التالي:



الجزيئات المتماثلة غير قطبية والجزيئات غير المتماثلة تكون قطبية إذا كانت تحتوي على روابط قطبية.

اسم الطالب | التاريخ | / /

خواص المركبات التساهمية

١- **القوى بين الجزيئات:** تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيء قوية بينما بين الجزيئات تكون ضعيفة.

أنواع القوى بين الجزيئات:
a) قوى التشتت: هي القوى الضعيفة التي توجد بين الجزيئات غير القطبية.
b) قوى ثنائية القطب: هي القوى التي توجد بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية. وكلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى.
c) قوى الرابطة الهيدروجينية: هي قوى تتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور على القطب الآخر .

٢- **القوى والخواص:** درجة انصهار المركبات التساهمية(السكر) وغليانها منخفضة مقارنة بالمركبات الأيونية(ملح الطعام)**(علل)** بسبب ضعف القوى بين الجزيئية فيها .
توجد المركبات التساهمية في حالات المادة التالية :
a) الحالة الغازية: مثل الأكسجين وثاني أكسيد الكربون وكبريتيد الهيدروجين .
b) الحالة الصلبة: مثل البرافين المستخدم في الشمع يعتبر من المواد الصلبة اللينة .

المواد الصلبة التساهمية الشبكية

المواد الصلبة التساهمية الشبكية

تعريفها: هي المواد التي ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية مثل الألماس و الكوارتز.

خواصها: هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة .

استخداماتها: تستخدم كأدوات للقطع بسبب صلابتها الشديدة .
الألماس: ترتبط فيه كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى ويأخذ الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم ويكون نظاماً بلورياً شديد الترابط له درجة انصهار عالية جداً .