الدورة التأسيسية في مادة الكيمياء

تأسيس [1]

م. مريم السرطاوي

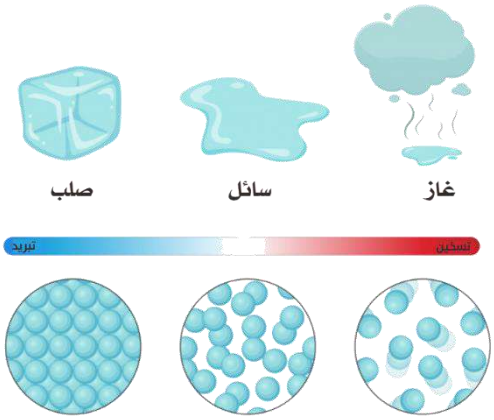
تلخيص الرؤى

1- التغيرات الفيزيائية والكيمائية 2- الفرق بين العنصر والمركب والخليط
3- مقدمة في العناصر والمركبات 4- الذرة ومكوناته
5- العدد الذري 6- النظائر والعدد الكتلي 7- الكتلة الذرية
8- الجدول الدوري 9- التوزيع الإلكتروني 10- التوزيع بدلالة الغاز النبيل
11- إلكترونات التكافؤ وتركيب لويس 12- الأيون 13- استقرار الذرة والثمانية
14- الرابطة الأيونية 15- المجموعات الأيونية 16- تسمية المركبات الأيونية
17- الرابطة التساهمية 18- تسمية المركبات التساهمية
19- موازنة المعادلات الكيميائية 20- تحويل الوحدات في الكيمياء

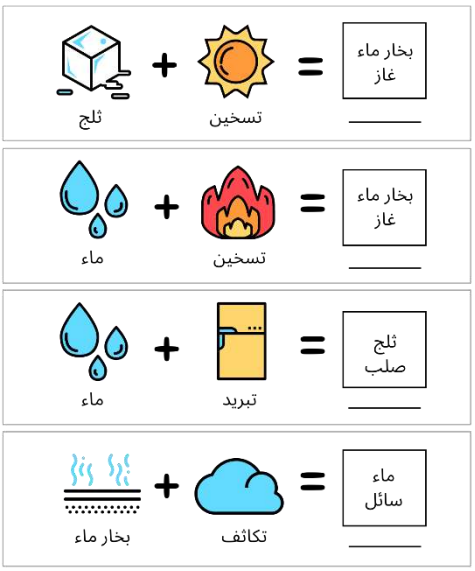
التغير الفيزيائي والكيميائي

- المادة: هي كل شيء يَشْغُل حيزًا وله كُتلة
- تصنيف المادة [حسب الحالة الفيزيائية]:

  صُلب (s) - سائل (l) - غاز (g)
- دقائق المادة متماسكة أكبر ما يمكن في الحالة الصلبة، ومتباعدة في الحالة الغازية



- تخضع المادة لتغيرات فيزيائية وكيميائية

التغيرات الفيزيائية: تتغير حالة المادة الفيزيائية ولا تتغير بنيتها ونوع التغير عكسي	التغيرات الكيميائية: تتغير بنية المادة بسبب تغير ترتيب الذرات فيها وتتكون مواد جديدة مختلفة
وذلك من خلال عمليات فيزيائية مثل: التبخر، التكاثف، التجمد، الانصهار، الذوبان، التسامي، القطع، الكسر، الطيّ	وذلك من خلال التفاعلات الكيميائية، مثل: الاحتراق، التحليل الكهربائي، التعفن، الصدأ، التخمّر، الطهو، الهضم، تفاعلات الأحماض والقواعد... وغير ذلك
	

تمارين

- نوع التغير الذي يحدث عند صنع طائرة ورقية:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي
- نوع التغير الذي يحدث عند تغير لون الموز:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي
- نوع التغير الذي يحدث عند إضافة صودا الخبيز إلى الخل:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي
- نوع التغير الذي يحدث عند إضافة طحن مكعب السكر:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي
- نوع التغير الذي يحدث عند انصهار مكعب الزبدة:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي
- نوع التغير الذي يحدث عند كسر الزجاج:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي
- نوع التغير الذي يحدث عند انصهار الشمعة:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي
- نوع التغير الذي يحدث عند احتراق فتيل الشمعة:
  - تغير كيميائي
  - تغير فيزيائي

م. مريم السرطاوي

الفرق بين العنصر – المركب - الخليط

- تصنيف المادة [حسب المكونات الداخلية لها]:

- الخليط: يحتوي مركبين أو أكثر

مثال: المحاليل، السبائك، الهواء الجوي

- المركب: مادة نقية تتكون من عنصرين أو أكثر

مثال: جزيء الماء H_2O، جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2، حامض الهيدروكلوريك HCl، الصودا الكاوية "هيدروكسيد الصوديوم" NaOH.

- العنصر: مادة نقية لا يمكن تجزئتها إلى أجزاء أصغر بالطرق الكيميائية البسيطة

مثال: الكربون C، الهيليوم He، الصوديوم Na، الألمنيوم Al

تمارين

صنِّف المواد التالية حسب مكوناتها إلى عنصر، مركب، خليط:

المادة	عنصر	مركب	خليط
ماء H_2O			
صوديوم Na			
ملح الطعام NaCl			
مشروب القهوة			
كربون C			
محلول ملحي $H_2O + NaCl$			
الهواء الجوي			
سبائك الفولاذ			

م. مريم السرطاوي

مقدمة في العناصر والمركبات

- استخدم العلماء الرموز لتعريف العناصر وذلك لتسهيل دراستها، فأعطوا كل عنصر رمزًا خاصًّا به، وذلك بالحرف الأول من اسمه الإنجليزي أو اللاتيني ويكون حرفًا كبيرًا Capital letter، فإن تشابه عنصران أو أكثر في الحروف الأولى من اسميهما فإنه يُكتب الحرف الأول كبيرًا والثاني صغيرًا small letter.

العنصر	الاسم الإنجليزي / اللاتيني	الرمز
كربون	Carbon	C
كالسيوم	Calcium	Ca
نُحاس	Cuprum	Cu
هيدروجين	Hydrogen	H
هيليوم	Helium	He
فلور	Flourine	F
حديد	Ferrous	Fe
كبريت	Sulfur	S
سيليكون	Silicon	Si

- تم اكتشاف 92 عنصرًا في الطبيعة، وعناصر أخرى يتم تحضيرها في المختبر، صُنِّفت العناصر إلى ثلاثة أنواع حسب خصائصها الفيزيائية والكيميائية:

1- فلزات

(1) توجد في الحالة الصلبة إلا الزئبق فهو سائل

(2) قابلة للطرق والتشكيل

(3) موصلة جيدة للتيار الكهربائي والحرارة

(4) لها لمعان وبريق

مثال عليها: الصوديوم Na، الحديد Fe، الألمنيوم Al، النحاس Cu

2- لافلزات، لها خصائص فيزيائية مشتركة منها:

(1) ليس لها بريق أو لمعان

(2) ليست قابلة للطرق والتشكيل

(3) رديئة التوصيل للتيار الكهربائي إلا الغرافيت (شكل من أشكال الكربون)

(4) توجد في الحالات الثلاث:

- الصلبة مثل: الكبريت S والكربون C واليود I والفسفور P والسيلينيوم Se
- الحالة السائلة مثل: البروم Br
- الحالة الغازية مثل: الأكسجين O، الهيدروجين H، النيتروجين N، الفلور F، الكلور Cl والعناصر النبيلة

يمكن حفظ اللافلزات من خلال الجملة الذهنية: "كَفُّكَ فيهِ كأسُ بُنٍّ" بالإضافة إلى العناصر النبيلة: الهيليوم He، النيون Ne، الآرغون Ar، الكربتون Kr، الزينون Xe، الرادون Rn

3- شبه فلزات، تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات، وتقع على خط التدرج بينهما في الجدول الدوري، وهي: البورون B، السيليكون Si، الجرمانيوم Ge، الآرسينيك "الزرنيخ" As، الإثمد Sb، التيلوريوم Te، الأستاتين At. [باللون الأصفر في الجدول]

	1 IA												13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 H Hydrogen 1.01	2 IIA																2 He Helium 4.00
2	3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.01											5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.01	7 N Nitrogen 14.01	8 O Oxygen 16.00	9 F Fluorine 19.00	10 Ne Neon 20.18
3	11 Na Sodium 22.99	12 Mg Magnesium 24.31	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIIIB	10	11 IB	12 IIB	13 Al Aluminum 26.98	14 Si Silicon 28.09	15 P Phosphorus 30.97	16 S Sulfur 32.07	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.95
4	19 K Potassium 39.10	20 Ca Calcium 40.08	21 Sc Scandium 44.96	22 Ti Titanium 47.87	23 V Vanadium 50.94	24 Cr Chromium 52.00	25 Mn Manganese 54.94	26 Fe Iron 55.85	27 Co Cobalt 58.93	28 Ni Nickel 58.69	29 Cu Copper 63.55	30 Zn Zinc 65.41	31 Ga Gallium 69.72	32 Ge Germanium 69.72	33 As Arsenic 74.92	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.90	36 Kr Krypton 83.80
5	37 Rb Rubidium 85.47	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.91	40 Zr Zirconium 91.22	41 Nb Niobium 92.91	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 101.07	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.87	48 Cd Cadmium 112.41	49 In Indium 114.82	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.76	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90	54 Xe Xenon 131.29
6	55 Cs Cesium 132.91	56 Ba Barium 137.33	57 La Lanthanum 138.91	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.95	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.21	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.97	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
7	87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 Ac Actinium (227)	104 Rf Rutherfordium (267)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seaborgium (269)	107 Bh Bohrium (270)	108 Hs Hassium (270)	109 Mt Meitnerium (278)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Roentgenium (282)	112 Cn Copernicium (285)	113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (290)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)

58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.91	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.97
90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)

- يتوفر حاليًّا قُرابة 10 ملايين مركب معروف والمركبات في ازدياد مستمر
- تُسهِّل معرفة الرموز الكيميائية للعناصر كتابة صيغ المركبات، مثال: ملح الطعام يتكون من ذرة من الصوديوم Na وذرة من الكلور Cl وصيغته الكيميائية NaCl
- يمكن تجزئة المركبات إلى مواد أبسط منها بطرائق كيميائية، ولكي نفكك تلك المركبات نحتاج إلى طاقة كالحرارة والكهرباء
- خواص المركبات تختلف عن خواص العناصر المكوِّنة لها، مثال: الأكسجين O يساعد على الاشتعال والهيدروجين H قابل للانفجار، عند اتحاد ذرتين من الهيدروجين وذرة من الأكسجين يتكون جزيء الماء H_2O الذي هو آمن تمامًا من أي اشتعال أو انفجار

جدول بأشهر العناصر التي ترد أمثلة عليها ويلزم معرفة الرمز والاسم

الرمز	الاسم	الرمز	الاسم
H	هيدروجين	Al	ألمنيوم
He	هيليوم	Si	سيليكون
Li	ليثيوم	P	فسفور
Be	بريليوم	S	كبريت
B	بورون	Cl	كلور
C	كربون	Ar	آرغون
N	نيتروجين	K	بوتاسيوم
O	أكسجين	Ca	كالسيوم
F	فلور	Cr	كروم
Ne	نيون	Cu	نحاس
Na	صوديوم	Fe	حديد
Mg	مغنيسيوم	Zn	زنك/ خارصين
Br	بروم	Mn	منغنيز
I	يود	Kr	كربتون

تمارين

أكمل الجدول الآتي مستعينًا بالجدول الدوري:

العنصر	الرمز	فلز/ لافلز/ شبه فلز
صوديوم		
نيتروجين		
	S	
سيليكون		
هيدروجين		
	B	
	Br	
بريليوم		
يود		

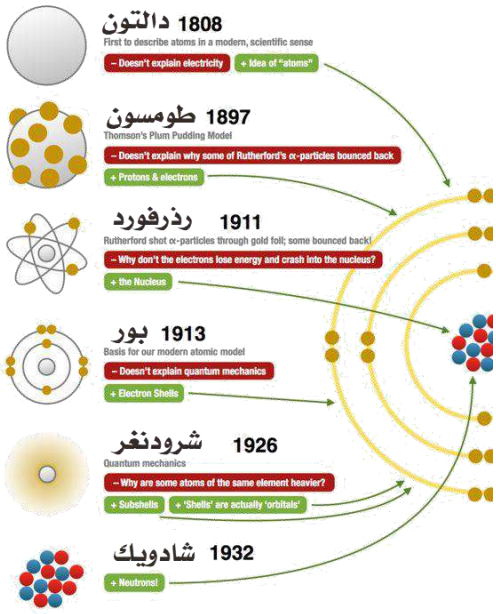
سمِّ العناصر المكوِّنة للمركبات الآتية:

المركب	العناصر المكوِّنة له
KCl	
NH_3	
CO_2	
C_2H_5OH	
HCl	
LiF	
F_2O_3	
$SiCl_4$	

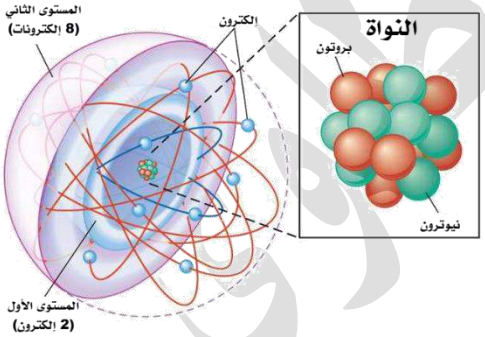
الذرة [وحدة بناء المادة]

- تتكون العناصر من ذرات متناهية في الصغر، لمعرفة سبب اختلاف خصائص تلك العناصر لا بد من معرفة تركيب الذرة لكل عنصر
- الذرة: هي أصغر جزء من العنصر يحمل صفاته الأساسية
- درس العلماء تركيب الذرة عبر تجارب عديدة، وصمموا نماذج لها، أشهر تلك النماذج الذرية والاكتشافات:

1- نموذج دالتون [مؤسس النظرية الذرية الحديثة]
2- نموذج طومسون [مكتشف الإلكترون]
3- نموذج رذرفورد [مكتشف البروتون]
4- نموذج بور [مستويات الطاقة]
5- النموذج الميكانيكي الموجي للذرة [الذي فسر حركة وطبيعة الإلكترونات داخل الذرة من خلال نظرية الكم]
6- اكتشاف النيوترون على يد العالم شادويك



مكونات الذرة

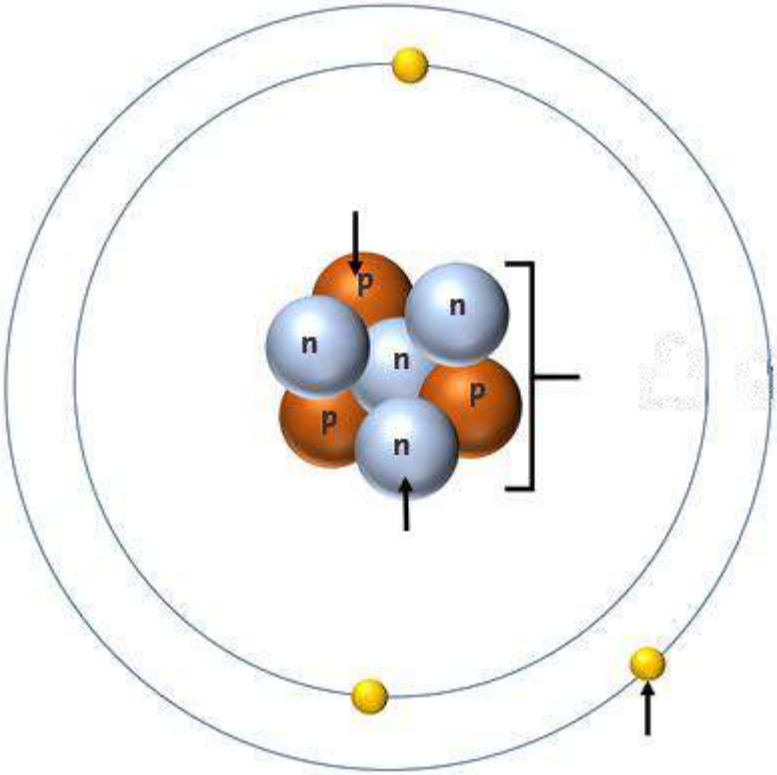


اسم الجسيم	الرمز	الشحنة الكهربائية	الكتلة الحقيقية (kg)	الكتلة الذرية نسبة للبروتون (amu)
البروتون	p	+	1.673×10^{-27}	1
النيترون	n	0	1.675×10^{-27}	1
الإلكترون	e	-	9.109×10^{-31}	$0.0005 = \frac{1}{1840}$

- النواة [البروتونات + النيوترونات]: تشكل معظم كتلة الذرة، ونعتبر شحنة النواة موجبة بسبب شحنة البروتونات الموجبة بداخلها
- نتجاهل كتلة الإلكترونات لأنها أصغر بكثير من كتلة النواة
- في الذرة المتعادلة كهربائيًا يتساوى عدد البروتونات p والإلكترونات e

تمارين

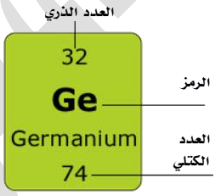
حدِّد على الرسم مكونات ذرة عنصر ما، وحدِّد شحنة كل جسيم فيها:

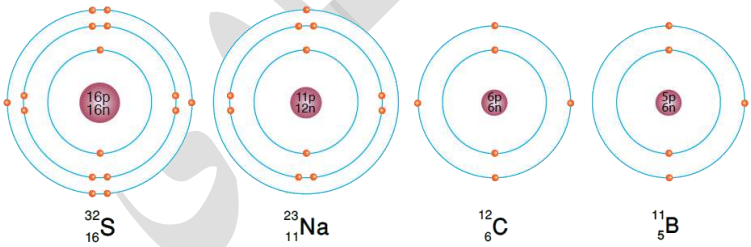


العدد الذري

- العدد الذري للعنصر ⇦ عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة
- العدد الذري: هو عدد البروتونات التي هي هوية العنصر
- السلوك الكيميائي للعنصر يتحدد من خلال عدده الذري

- العدد الأصغر سواء أعلى الرمز أو أسفله هو العدد الذري للعنصر ويلزم أن يكون قيمة عددية صحيحة وهي عدد البروتونات



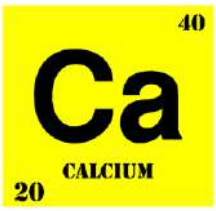


وجه المقارنة	البورون B	الكربون C	الصوديوم Na	الكبريت S
عدد البروتونات p العدد الذري	5	6	11	16
عدد الإلكترونات e مساوٍ لعدد البروتونات في الذرة المتعادلة	5	6	11	16

تمارين

- إذا علمت أن العدد الذري للزئبق Hg يساوي 80 والعدد الكتلي يساوي 200، فما عدد الإلكترونات والبروتونات في ذرة الزئبق متعادلة الشحنة؟
  - البروتونات = ...
  - الإلكترونات = ...

- الشكل التالي يعبر عن عنصر ..... الذي يحتوي على:
  ..... بروتونات و ..... إلكترونات

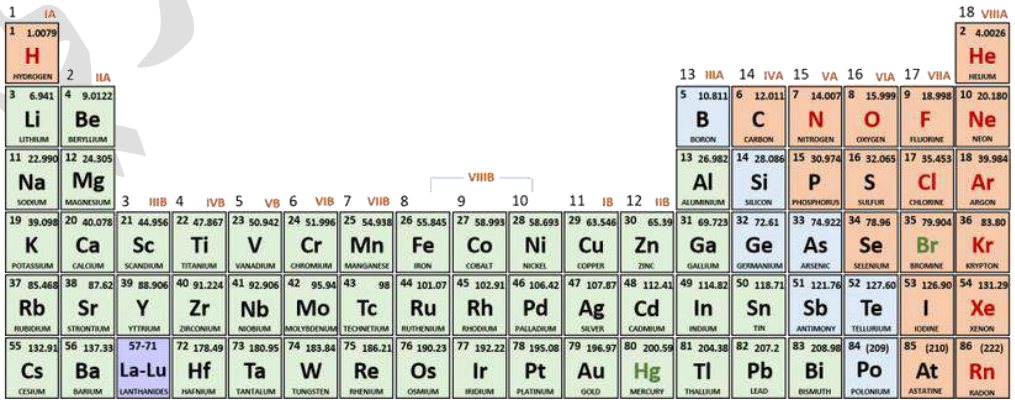


- أدرس الجدول الآتي وأكمل الفراغ:

$^{31}_{15}P$	$^{24}_{12}Mg$	$^{27}_{13}Al$	$^{7}_{3}Li$

  - العدد الذري للمغنيسيوم Mg = ...
  - العنصر الذي يمتلك 15 إلكترونًا = ...
  - عدد البروتونات لليثيوم Li = ...
  - العدد الذري للألمنيوم = ...

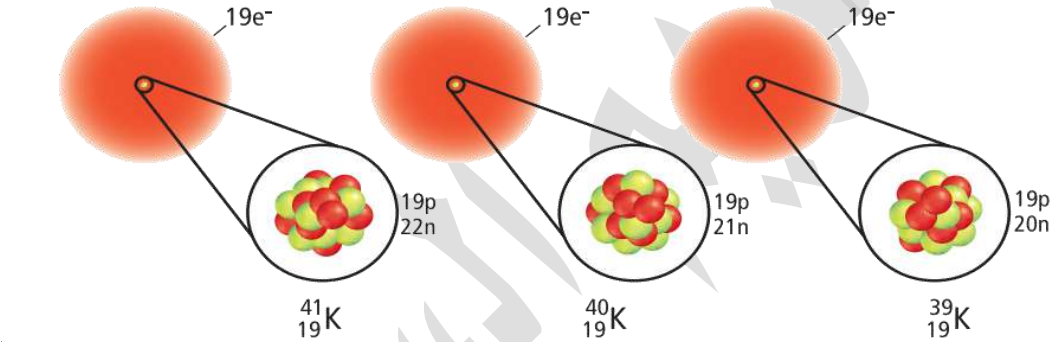
- عنصر تحتوي ذرته 47 إلكترونًا، بالنظر إلى مقطع من الجدول الدوري المُرفق حدِّد هوية ذلك العنصر؟ .....



النظائر والعدد الكتلي

- اعتقد العلماء في البداية أن ذرات العنصر الواحد متشابهة لأن عدد البروتونات يساوي عدد الإلكترونات، ولكن اكتشفوا لاحقًا أن عدد النيوترونات قد يختلف لنفس العنصر وهو مؤثر في كتلة الذرة؛ لأن كتلة الذرة تتركز في النواة المتكونة من بروتونات ونيوترونات
- النظائر: ذرات لنفس العنصر لكن تختلف في عدد النيوترونات

	بوتاسيوم– 39	بوتاسيوم– 40	بوتاسيوم– 41
البروتونات	19	19	19
النيوترونات	20	21	22
الإلكترونات	19	19	19



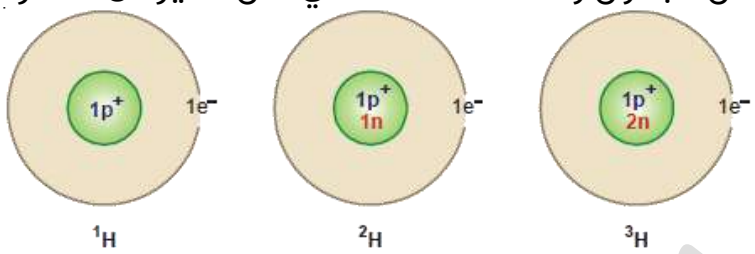
- كل نظير من نظائر العنصر يُعرف بعدده الكتلي
- العدد الكتلي للعنصر = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

نظائر البوتاسيوم	عدد p+ العدد الذري	عدد e-	عدد النيوترونات	العدد الكتلي
$^{39}_{19}K$	19	19	20	39
$^{40}_{19}K$	19	19	21	40
$^{41}_{19}K$	19	19	22	41

- العدد الكتلي للعنصر دائمًا قيمة عددية صحيحة لأنه عدد البروتونات والنيوترونات

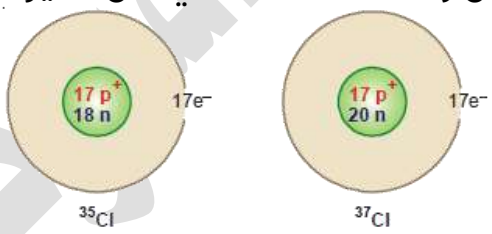
تمارين

من الشكل التالي أكمل الجدول وأحدِّد العدد الكتلي لكل نظير من نظائر الهيدروجين



نظائر البوتاسيوم	عدد +p البروتونات	عدد -e الإلكترونات	عدد n النيوترونات	العدد الكتلي
$^{3}_{1}H$				
$^{2}_{1}H$				
$^{1}_{1}H$				

من الشكل التالي أكمل الجدول وأحدِّد العدد الكتلي لكل نظير من نظائر الكلور



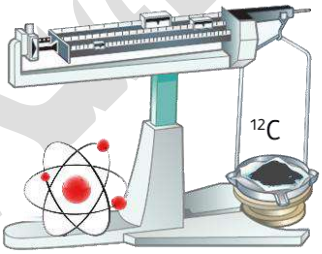
نظائر البوتاسيوم	عدد +p البروتونات	عدد -e الإلكترونات	عدد n النيوترونات	العدد الكتلي
$^{35}_{17}Cl$				
$^{37}_{17}Cl$				

الكتلة الذرية [الوزن الذري]

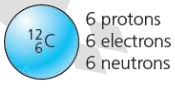
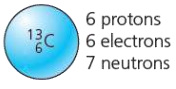
اسم الجسيم	الرمز	الشحنة الكهربائية	الكتلة الحقيقية (g)	الكتلة الذرية نسبة للبروتون (amu)
البروتون	p	+	1.673×10^{-24}	1
النيترون	n	0	1.675×10^{-24}	1
الإلكترون	e	-	9.109×10^{-28}	$0.0005 = \frac{1}{1840}$

- كتلة كل من البروتون والنيوترون والإلكترون صغيرة جدًّا، ويصعب التعامل معها، لذا طوّر العلماء طريقة لقياس كتلة الذرة والتي تتركز في النواة [البروتونات والنيوترونات] مع إهمال كتلة الإلكترون
- طريقة قياس كتلة الذرة تكون بالنسبة لكتلة ذرة معينة معيارية
- الذرة المعيارية هي ذرة نظير الكربون - 12 $[{}^{12}_{6}C]$

كتلته الذرية ⇦ 12 وحدة أو 12amu وهي نفسها مطابقة للعدد الكتلي 12 = 6 بروتونات + 6 نيوترونات

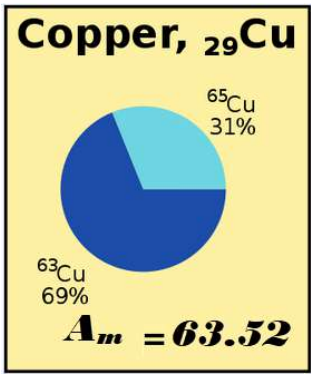


للكربون عدة نظائر، نظير الكربون -12 هو المستخدم بسبب اتفاق العلماء على استخدامه بعد خلاف طويل على الذرة المعيارية المناسبة

 كربون -14	 كربون - 13	كربون -12

- وحدة الكتل الذرية amu: وهي $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة (الكربون -12) وتساوي تقريبًا كتلة بروتون واحد أو نيوترون واحد
- الوحدة المستخدمة للتعبير عن الكتلة الذرية لأي عنصر هي: amu

💡 هل الكتلة الذرية للعنصر تكون دائمًا عددًا صحيحًا مثل العدد الذري والعدد الكتلي؟
الجواب: لا، لأن أغلب العناصر لها نظائر، فتكون الكتلة الذرية للعنصر هي متوسط كتلة نظائر العنصر



- عنصر النحاس Cu عدده الذري 29 يتوفر منه نظيران في عينة نحاس:
نظير النحاس-65 بنسبة 31% وكتلة ذرية 64.9 amu
ونظير النحاس-63 بنسبة 69% وكتلة ذرية 62.9 amu
تم حساب متوسط الكتلة الذرية النسبية ⇦ 63.52 amu
- معادلة حساب متوسط الكتلة الذرية النسبية:

الكتلة الذرية النسبية A_m =
[الكتلة الذرية للنظير 1 × نسبته في الطبيعة%] + [الكتلة الذرية للنظير2 × نسبته في الطبيعة %]

$$A_m = A_{m1}\ \% + A_{m2}\ \%$$

الكتلة الذرية النسبية A_m لذرة النحاس =

$$A_m = \frac{[64.9 \times 31] + [62.9 \times 69]}{100} = 20.119 + 43.401 = 63.52\ amu$$

- في الجدول الدوري الحديث أُستخدِم متوسط الكتلة الذرية النسبية للعناصر بالإضافة للعدد الذري سواء بجانب العنصر أو أسفل منه
- وفي جداول أخرى تُستخدم الكتلة الذرية التقريبية حيث يُستخدم التقريب لمتوسط الكتلة الذرية النسبية لأقرب عدد صحيح، نفس طريقة الرياضيات المعروفة باستثناء الأجزاء العشرية لو قُرِّبت إلى 5 فإنها تبقى ولا يتم تقريبها للصحيح، مثال: الكتلة الذرية التقريبية للكلور Cl = 35.5

💡 العدد الكتلي: الذي درسناه سابقًا لكامل العنصر، هو نتيجة تدوير الكتلة الذرية النسبية لعدد صحيح

الجدول الدوري بالعدد الذري والكتلة الذرية التقريبية

	I	II										III	IV	V	VI	VII	0
1																	4 2 He helium
2	7 3 Li lithium	9 4 Be beryllium										11 5 B boron	12 6 C carbon	14 7 N nitrogen	16 8 O oxygen	19 9 F fluorine	20 10 Ne neon
3	23 11 Na sodium	24 12 Mg magnesium										27 13 Al aluminium	28 14 Si silicon	31 15 P phosphorus	32 16 S sulfur	35.5 17 Cl chlorine	40 18 Ar argon
4	39 19 K potassium	40 20 Ca calcium	45 21 Sc scandium	48 22 Ti titanium	51 23 V vanadium	52 24 Cr chromium	55 25 Mn manganese	56 26 Fe iron	59 27 Co cobalt	59 28 Ni nickel	64 29 Cu copper	65 30 Zn zinc	70 31 Ga gallium	73 32 Ge germanium	75 33 As arsenic	79 34 Se selenium	80 35 Br bromine	84 36 Kr krypton
5	85 37 Rb rubidium	88 38 Sr strontium	89 39 Y yurium	91 40 Zr zirconium	93 41 Nb niobium	96 42 Mo molybdenum	99 43 Tc technetium	101 44 Ru ruthenium	103 45 Rh rhodium	106 46 Pd palladium	108 47 Ag silver	112 48 Cd cadmium	115 49 In indium	119 50 Sn tin	122 51 Sb antimony	128 52 Te tellurium	127 53 I iodine	131 54 Xe xenon
6	133 55 Cs caesium	137 56 Ba barium	139 57 La lanthanum	178.5 72 Hf hafnium	181 73 Ta tantalum	184 74 W tungsten	186 75 Re rhenium	190 76 Os osmium	192 77 Ir iridium	195 78 Pt platinum	197 79 Au gold	201 80 Hg mercury	204 81 Tl thallium	207 82 Pb lead	209 83 Bi bismuth	210 84 Po polonium	210 85 At astatine	222 86 Rn radon
7	223 87 Fr francium	226 88 Ra radium	227 89 Ac actinium															

140 58 Ce cerium	141 59 Pr praseodymium	144 60 Nd neodymium	147 61 Pm promethium	150 62 Sm samarium	152 63 Eu europium	157 64 Gd gadolinium	159 65 Tb terbium	162 66 Dy dysprosium	165 67 Ho holmium	167 68 Er erbium	169 69 Tm thulium	173 70 Yb ytterbium	175 71 Lu lutetium
232 90 Th thorium	231 91 Pa protactinium	238 92 U uranium	237 93 Np neptunium	244 94 Pu plutonium	243 95 Am americium	247 96 Cm curium	247 97 Bk berkelium	251 98 Cf californium	252 99 Es einsteinium	257 100 Fm fermium	258 101 Md mendelevium	259 102 No nobelium	262 103 Lw lawrencium

الجدول الدوري بالعدد الذري والكتلة الذرية النسبية

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H 1.00794																	2 He 4.00260
3 Li 6.941	4 Be 9.01218											5 B 10.811	6 C 12.0107	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797
11 Na 22.9898	12 Mg 24.3050											13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.845	27 Co 58.9332	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.409	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.293
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57–71 La–Lu	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.084	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89–103 Ac–Lr	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)							

*Lanthanide series	57 La 138.905	58 Ce 140.116	59 Pr 140.908	60 Nd 144.242	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.500	67 Ho 164.930	68 Er 167.259	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
†Actinide series	89 Ac (227)	90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

تمارين

أحسب الكتلة الذرية النسبية لعنصر النيون Ne إذا كان له ثلاثة نظائر

نظائر النيون	الكتلة الذرية amu	نسبة توافره في الطبيعة%
الأول	19.990	90.48
الثاني	20.994	0.27
الثالث	21.991	9.25

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

للبورون B نظيران في الطبيعة: هما البورون -10 (نسبة وجوده 19.8%) وكتلته 10.013 amu، والبورون -11 (نسبة وجوده 80.2%) وكتلته 11.009 amu، أحسب متوسط الكتلة الذرية النسبية للبورون، ثم أحسب الكتلة الذرية التقريبية

.....

.....

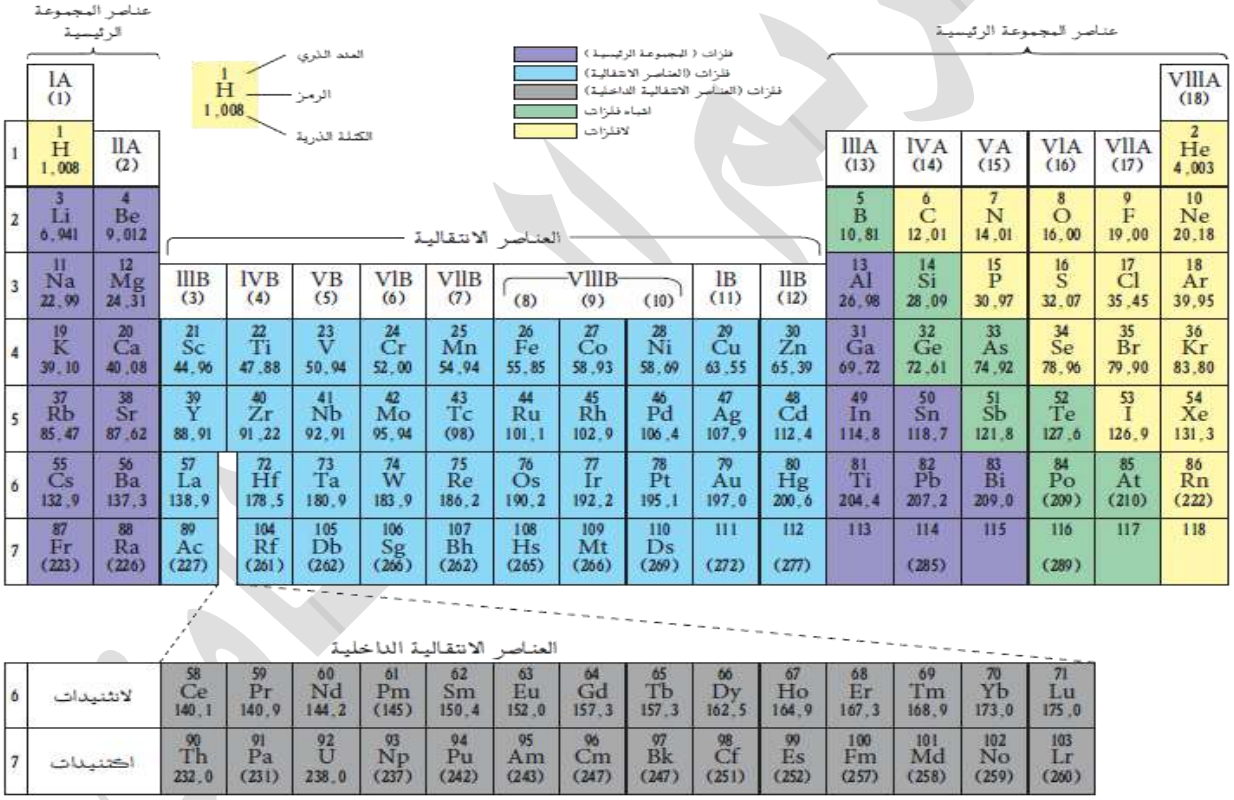
.....

.....

.....

الجدول الدوري

- في عام 1869م قام كلاً من العالمين ماير ومنديليف بنشر دراسات عن العلاقة بين العدد الكتلي للعناصر وخواصها، وتم ترتيب العناصر في جدول حسب ازدياد الكتل الذرية
- في عام 1913 اكتشف موزلي أن ترتيب العناصر وفق ازدياد العدد الذري هو الأكثر وضوحًا لتدرج خواص تلك العناصر
- تطور الجدول الدوري ليصبح في شكله الحديث عبارة عن مجموعة مربعات في كل مربع اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية النسبية



- يتألف الجدول الدوري الحديث كما تعلمنا سابقًا من عناصر تختلف في خصائصها الكيميائية والفيزيائية، منها الفلزات واللافلزات وشبه الفلزات
- العناصر تكون في حالاتها الطبيعية الصلبة والسائلة والغازية
في الحالة السائلة: البروم، الزئبق

في الحالة الغازية: العناصر النبيلة، الفلور F_2 ، الكلور Cl_2، الأكسجين O_2، النيتروجين N_2، الهيدروجين H_2.

باقي العناصر في الحالة الصلبة في الظروف الطبيعية

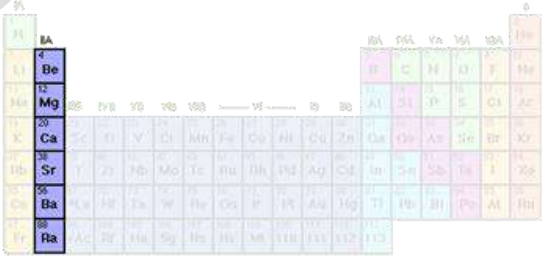
- يتكون الجدول الدوري من 18 مجموعة رأسية و 7 دورات أفقية

1) 8 مجموعات عناصر ممثلة أو رئيسية وهي المجموعات (1,2, 13-18) IA – VIIIA تقع على يمين ويسار الجدول الدوري
2) 10 مجموعات عناصر انتقالية وانتقالية داخلية وهي المجموعات (3-12) IIIB – IIB [منتصف الجدول]

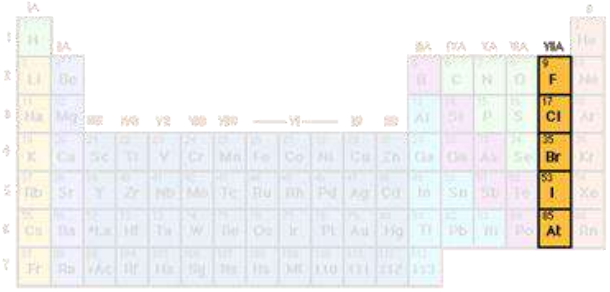
- عناصر المجموعة الواحدة تتشابه خصائصها، من أشهر المجموعات:

(1) القلويات: مجموعة 1A، وهي فلزات منها: الليثيوم، الصوديوم، البوتاسيوم .... وهي نشيطة جدا ولذا تُحفظ تحت أسطح السوائل (الزيتية) لمنع تفاعلها مع الهواء يستثنى الهيدروجين من القلويات لأنه لافلز ووضع في المجموعة 1A بسبب عدده الذري= 1 فهو العنصر الأول في الجدول الدوري

(2) القلويات الأرضية: مجموعة 2A، وهي فلزات: منها البريليوم، المغنيسيوم، الكالسيوم



(3) الهالوجينات: مجموعة 7A، منها الفلور، الكلور، البروم، اليود ..... وهي نشيطة جدًّا



(4) العناصر النبيلة: مجموعة 8A، منها الهيليوم، النيون، الآرغون، الكربتون .... كلها تنتهي بمستوى ممتلئ من الإلكترونات ($8e^-$) إلا الهيليوم ($2e^-$) وبسبب ذلك فهي مستقرة فلا تتفاعل مع غيرها من العناصر

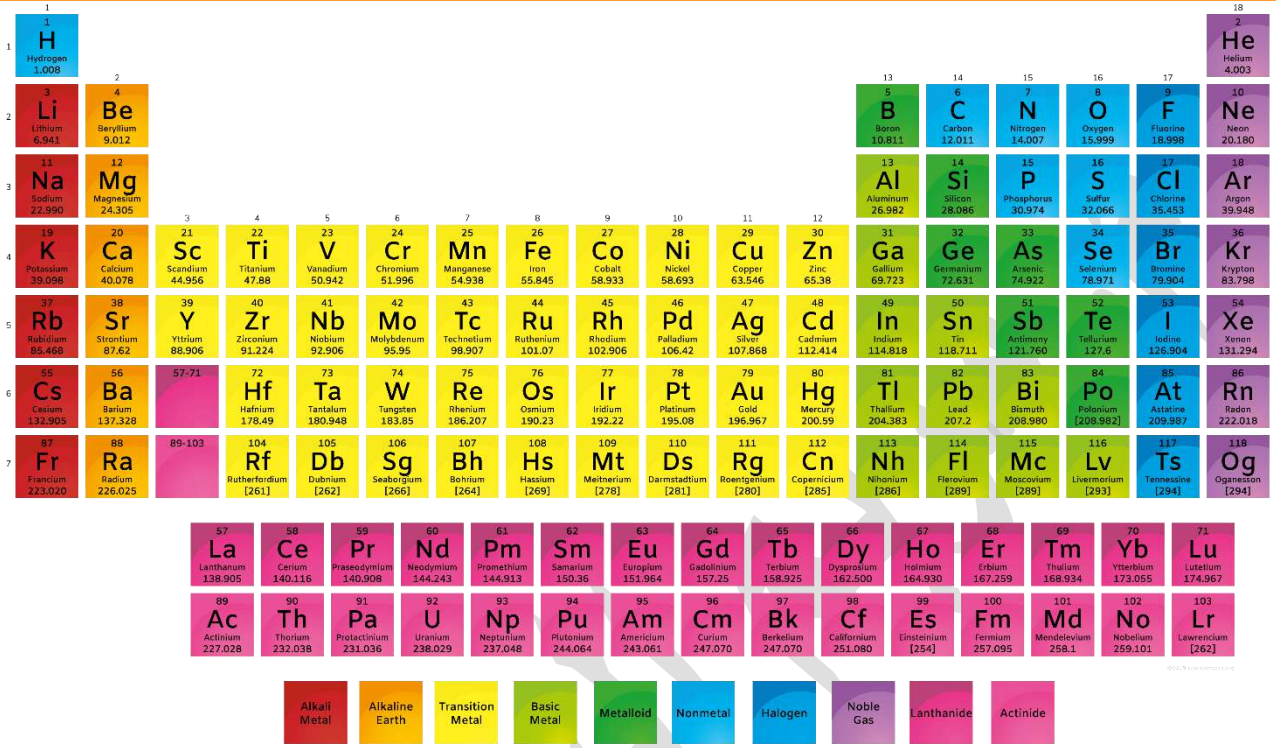
- يتكون الجدول الدوري من 7 دورات أفقية وهي نفس قيمة مستويات الطاقة n في الذرة يقع الهيدروجين والهيليوم في الدورة الأولى بسبب أن لهما مستوى واحد فقط n=1
- موقع العنصر في الجدول الدوري يحدد أيضًا توزيعه الإلكتروني وتصنيفه:

- يقع البورون B في المجموعة 13 أو IIIA أو 3A وفي الدورة 2 وهو عنصر ممثل
- يقع الكوبلت Co في المجموعة 9 أو VIIIB أو 8B وفي الدورة 4 وهو عنصر انتقالي

أهمية حفظ الأعداد الذرية ودورات العناصر النبيلة في المرحلة المبتدئة من التأسيس

هيليوم	نيون	آرغون	كريبتون	زينون	رادون
$_{2}He$	$_{10}Ne$	$_{18}Ar$	$_{36}Kr$	$_{54}Xe$	$_{86}Rn$
الدورة 1	الدورة 2	الدورة 3	الدورة 4	الدورة 5	الدورة 6

تمارين

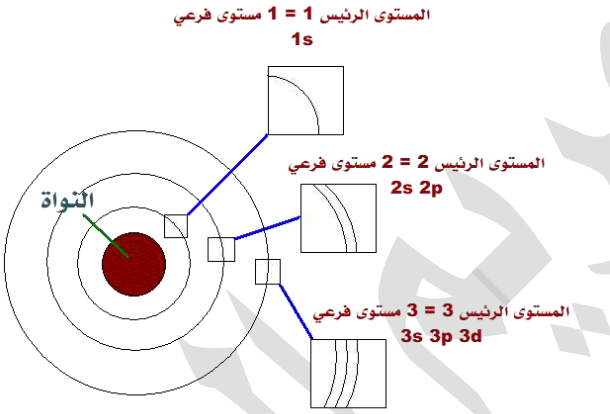


من خلال النظر إلى الجدول الدوري أصنِّف العناصر الآتية ضمن المجموعة والدورة التي تقع فيها

العنصر	المجموعة	الدورة	نوع العنصر [ممثل/ انتقالي]
Cl			
Mg			
Al			
N			
Si			
Ni			
C			
K			
Ba			
Br			

التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر

- الإلكترونات جسيمات صغيرة توجد في مستويات طاقة حول النواة وتستمر حركتها دون اصطدام ببعضها فتتشكل بذلك سحابة إلكترونية [النموذج الميكانيكي الموجي للذرة]
- مصطلح: التوزيع الإلكتروني مشابه لـ التركيب الإلكتروني أو الترتيب الإلكتروني
- مصطلح: مستويات طاقة مشابه لـ أغلفة طاقة، مستويات فرعية = أغلفة فرعية وهكذا



- تتوزع الإلكترونات في مستويات طاقة ,..... n=1, 2, 3
- في كل مستوى طاقة رئيس يوجد مستويات فرعية لها رموز s, p , d, f لها سعة قصوى ثابتة من الإلكترونات

مستوى الطاقة n	المستويات الفرعية	السعة القصوى e لكل مستوى فرعي	السعة القصوى e لمستوى الطاقة الرئيس (مجموع الإلكترونات في المستويات الفرعية)
1	s	2	2
2	s	2	8
	p	6	
3	s	2	18
	p	6	
	d	10	
4	s	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	

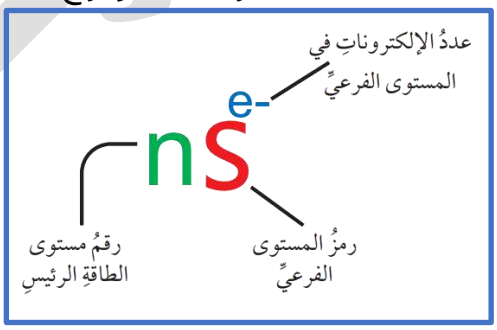
كيف تتوزع الإلكترونات في المستويات الفرعية ؟

- مبدأ أوفباو: معناه البناء التصاعدي، حيث تترتب المستويات الفرعية حسب ازدياد طاقتها من اليسار إلى اليمين، وتترتب الإلكترونات في مستويات الطاقة الأقل ثم الأعلى

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ \ldots$$

1s				
2s	2p			
3s	3p	3d		
4s	4p	4d	4f	
5s	5p	5d	5f	
6s	6p	*6d,6f*		
7s	7p	*7d,6f*		

- نستخدم العدد الذري للعنصر عند توزيع الإلكترونات لأن عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة
- رمز المستوى الفرعي s , p , d , f: قبله قيمة n وبعده مرفوع بشكل أسّي عدد الإلكترونات



مثال: ما التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم $_{19}K$؟

باستخدام رسمة [مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي]:

$_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

يحدث تداخل في المستويات الفرعية بعد 3p

مثال: ما التوزيع الإلكتروني للحديد $_{26}Fe$؟

$_{26}Fe: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

جاء المستوى الفرعي 4s قبل 3d لأن 4s أقل طاقة من 3d حسب مبدأ أوفباو

- حالات مستثناة من توزيع أوفباو

[من العناصر الانتقالية في الدورة الرابعة]: عنصرا الكروم Cr والنحاس Cu

مثال: ما التوزيع الإلكتروني للكروم $_{24}Cr$؟

$_{24}Cr: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$

لم يمتلئ المستوى الفرعي s وكان d نصف ممتلئ وهذا هو الذي يحدث بالشكل الفعلي وهو مخالف من الناحية النظرية لمبدأ أوفباو، وهنا يصبح 3d أقل طاقة من 4s فممكن أن نكتبه قبله وممكن أن يبقى بهذه الصورة

مثال: ما التوزيع الإلكتروني للنحاس $_{29}Cu$؟

$_{29}Cu: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

لم يمتلئ المستوى الفرعي s وكان d ممتلئًا وهذا هو الذي يحدث بالشكل الفعلي وهو مخالف من الناحية النظرية لمبدأ أوفباو، وهنا يصبح 3d أقل طاقة من 4s فممكن أن نكتبه قبله وممكن أن يبقى بهذه الصورة

مهم أن يتقن الطالب التوزيع الإلكتروني بشكل ممتاز لعناصر الدورات الأربع الأولى

1 (#e⁻ = 1) H $1s^1$																	2 (#e⁻ = 2) He $1s^2$
3 Li $1s^2\ 2s^1$	4 Be $1s^2\ 2s^2$											5 B $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	6 C $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	7 N $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	8 O $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	9 F $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	10 Ne $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
11 Na $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	12 Mg $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$											13 Al $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	14 Si $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	15 P $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	16 S $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	17 Cl $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	18 Ar $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
19 K $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	20 Ca $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$											31 Ga $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$	32 Ge $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$	33 As $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$	34 Se $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$	35 Br $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	36 Kr $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$
21 Sc $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$	22 Ti $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$	23 V $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$	24 Cr $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ *4s^1\ *3d^5$	25 Mn $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$	26 Fe $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$	27 Co $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$	28 Ni $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$	29 Cu $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ *4s^1\ *3d^{10}$	30 Zn $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$							

تمارين

- ما هو التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية:

تذكّر رسم البناء التصاعدي [مبدأ أوفباو]

1) $_{18}Ar$: .....
2) $_{16}S$: .....
3) $_{30}Zn$: .....
4) $_{17}Cl$: .....
5) $_{35}Br$: .....
6) $_{20}Ca$: .....
7) $_{4}Be$: .....
8) $_{11}Na$: .....
9) $_{24}Cr$: .....
10) $_{3}Li$: .....

م. مريم السرطاوي

التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل

هيليوم	نيون	آرغون	كريبتون	زينون	رادون
$_{2}He$	$_{10}Ne$	$_{18}Ar$	$_{36}Kr$	$_{54}Xe$	$_{86}Rn$
الدورة 1	الدورة 2	الدورة 3	الدورة 4	الدورة 5	الدورة 6

- الخطوات:

1- نستخدم الأقواس المربعة في ترميز الغاز النبيل [...]

2- نعوِّض التوزيع الإلكتروني للمستويات الداخلية برمز الغاز النبيل الموجود في الدورة التي تسبق العنصر مباشرة

3- يبقى بعد الأقواس المستوى الخارجي وهو أكبر n وهو نفسه مستوى إلكترونات التكافؤ

مثال: أكتب التوزيع الإلكتروني للكلور $_{17}Cl$ بدلالة الغاز النبيل

$_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

يقع الكلور في الدورة الثالثة لأن أكبر n = 3

العنصر النبيل بالدورة الثانية هو النيون وتوزيعه ⇦ $_{10}N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

نعوِّض المستويات الداخلية للكلور ليصبح ⇦ $_{17}Cl: [Ne]3s^2\ 3p^5$

تمارين

- ما هو التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية بدلالة الغاز النبيل؟

1) $_{8}O$: .....

2) $_{16}S$: .....

3) $_{30}Zn$: .....

4) $_{17}Cl$: .....

5) $_{35}Br$: .....

إلكترونات التكافؤ وتركيب لويس

- إلكترونات التكافؤ: هي إلكترونات المستوى الأخير أو الخارجي في الذرة
- أهمية إلكترونات التكافؤ:

1- تحدد الخواص الكيميائية للعنصر [يفقد أم يكسب]

2- تساهم في التفاعل الكيميائي

- نميز إلكترونات التكافؤ للعناصر الممثلة من رقم المجموعة باللاتيني

مثال: عنصر الكلور يقع في المجموعة 17 أو VIIA أي 7A

عدد إلكترونات التكافؤ = 7

التوزيع الإلكتروني للكلور $_{17}Cl$ ⇦ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

المستوى الخارجي n=3 ⇦ عدد إلكترونات التكافؤ على المستويين $s + p = 7$

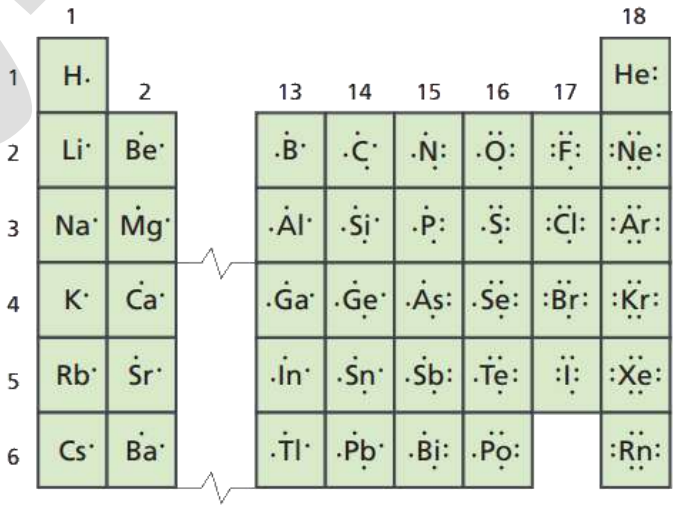
- تركيب لويس: هي طريقة مختصرة لتمثيل إلكترونات التكافؤ، كل نقطة تمثل إلكترونًا

- خطوات التمثيل النقطي:

1- نتخيل حول رمز العنصر أربع جهات افتراضية مثل المربع

2- نرسم نقطة أي إلكترون واحد في أيّ جهة حول رمز العنصر

3- نعاود مزاوجة الإلكترونات عندما تزيد عن 4 إلكترونات بحيث لا تزيد الجهة الواحدة عن نقطتين



تمارين

- أرسم تركيب لويس للعناصر التالية التي وزعتها إلكترونيًّا في التأسيس ص27:

1) $_{18}Ar$: .....

2) $_{16}S$: .....

3) $_{30}Zn$: .....

4) $_{17}Cl$: .....

5) $_{35}Br$: .....

6) $_{20}Ca$: .....

7) $_{4}Be$: .....

8) $_{11}Na$: .....

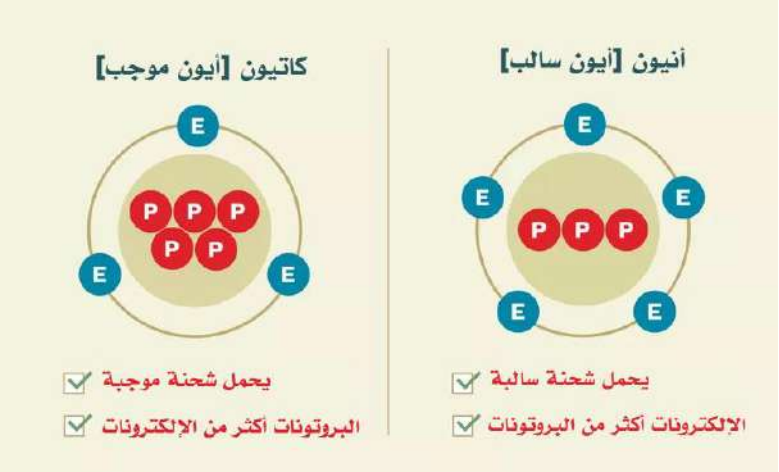
9) $_{24}Cr$: .....

10) $_{3}Li$: .....

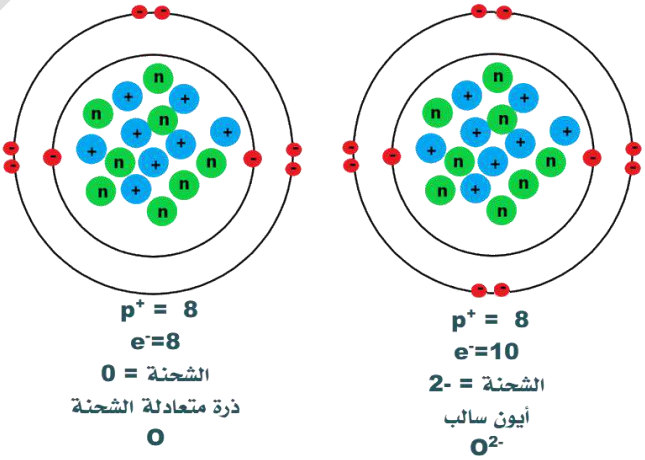
م. مريم السرطاوي

الأيون

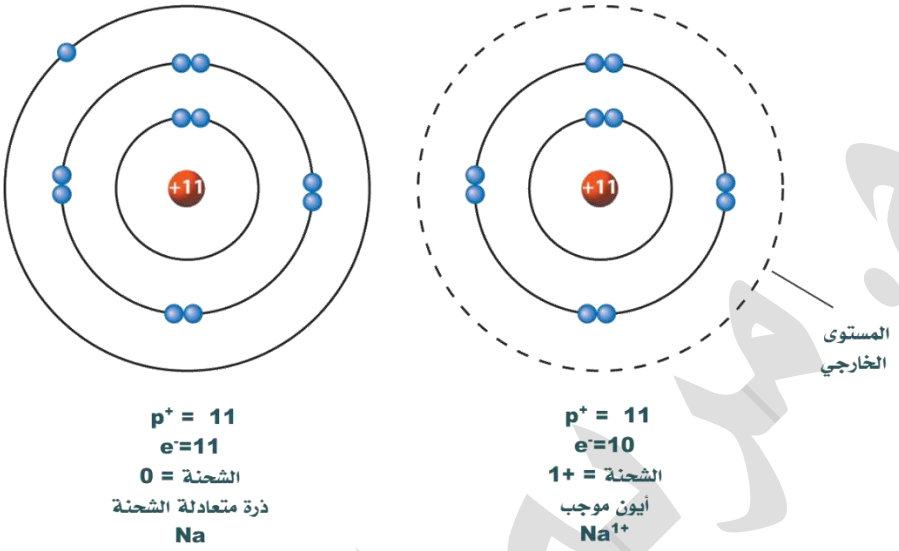
- الأيون: هو ذرة أو جزيء فقد أو كسب إلكترونات في مستواه الخارجي
- أي أن عليه شحنة كُلِّيَّة بخلاف الذرة المتعادلة التي شحنتها صفر والسبب: هو الاختلاف بين عدد البروتونات p+ وعدد الإلكترونات e-
- الأيون الموجب: يحمل شحنة موجبة ويسمى كاتيون وتكون فيه البروتونات أكثر من الإلكترونات [حدث له فقد للإلكترونات]
- الأيون السالب: يحمل شحنة سالبة ويسمى أنيون وتكون فيه الإلكترونات أكثر من البروتونات [حدث له كسب للإلكترونات]



مثال(1): ذرة الأكسجين التي تكسب إلكترونات، فيصبح أيون الأكسجين حاملاً شحنة سالبة



مثال(2): ذرة الصوديوم التي تفقد إلكترون التكافؤ، فيصبح أيون الصوديوم حاملاً شحنة موجبة



لحساب الإلكترونات في الأيون = البروتونات p - الشحنة

Na^+ (#e) = #p – (charge)

Na^+ (#e)= 11 – (+1) = 10

تمارين

من خلال الجدول الآتي، لديك عدد من البروتونات والإلكترونات، حدِّد الشحنة الكلية الناتجة

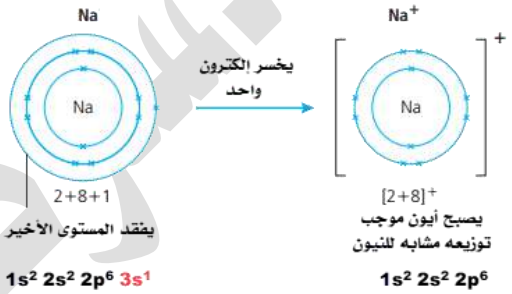
العنصر	عدد +p	عدد -e	الشحنة الكلية	كسب/ فقد
Cl	17	18		
Mg	12	10		
Al	13	10		
N	7	10		
S	16	18		
K	19	18		
Ba	56	54		
Br	35	36		

استقرار الذرة

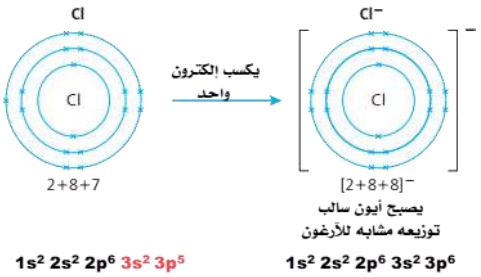
- عناصر المجموعة الثامنة 8A عناصر نبيلة تحتوي على 8 إلكترونات تكافؤ في مستواها الخارجي إلا الهيليوم فهو مستقر بـ 2e، وهي لا تتفاعل في الظروف العادية، لذا تم بناء قاعدة الثمانية على ذلك الأساس
- قاعدة الثمانية: هي أن يكسب أو يفقد أو يشارك العنصر بإلكترونات خلال الارتباط مع غيره من العناصر بحيث يصل مستواه الخارجي إلى 8 إلكترونات تكافؤ فيستقر بذلك
- استثناءات من قاعدة الثمانية:
  - عناصر لا تنطبق عليها القاعدة ورغم ذلك تكون مستقرة بأقل من 8e بعد الارتباط بغيرها، مثل: الهيدروجين H، الليثيوم Li، البورون B، البريليوم Be
  - عناصر من الدورة الثالثة والرابعة قد تزيد أحيانًا عن 8e مثل الفسفور والكبريت

كيف تستقر العناصر؟

1- تفقد إلكترونات التكافؤ في المستوى الخارجي [أيونات موجبة]



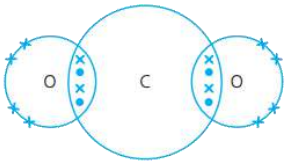
2- تكسب إلكترونات على إلكتروناتها التكافؤ في المستوى الخارجي [أيونات سالبة]



3- تشارك غيرها إلكترونات التكافؤ

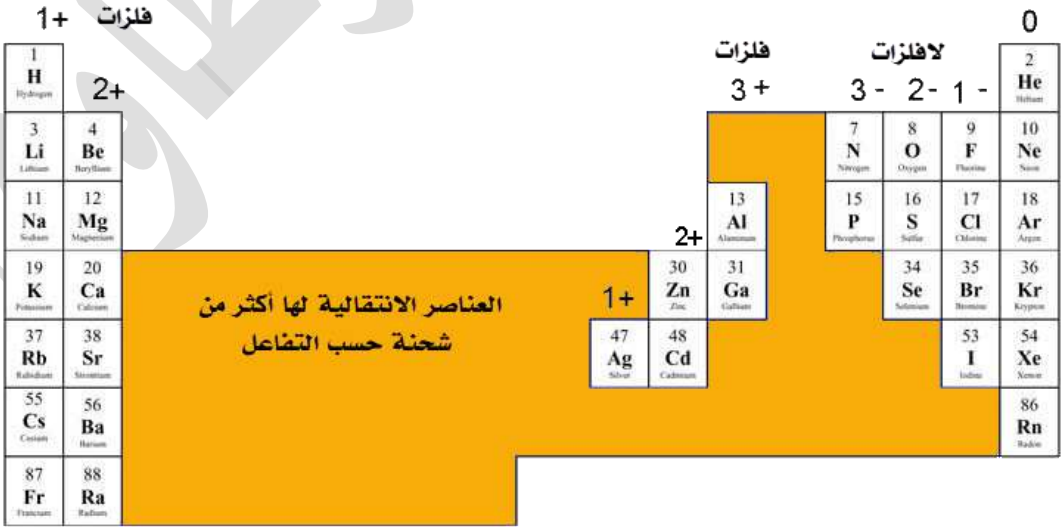
في المثال شارك الكربون والأكسجين كل منهما بإلكترونات التكافؤ المنفردة

حول الكربون = 8e حول الأكسجين = 8e



جدول موضّح عليه شحنات عناصر كل مجموعة على الطالب أن يتقن فهم تلك الشحنات

- الفلزات: تكوِّن دائمًا أيونات موجبة
- اللافلزات: تكوِّن أيونات سالبة أو تشارك حسب الطرف الآخر المتفاعل معها
- الكربون والسيليكون: المجموعة 4A يشارك إلكتروناته التكافؤ الأربعة مع اللافلزات
- الهيدروجين: لافلز وهو يكوِّن أيون سالب مع الفلزات، وأيون موجب في المحاليل، ويشارك مع اللافلزات
- العناصر الانتقالية وفلزات الجهة اليمنى: تحمل أكثر من شحنة موجبة حسب نوع التفاعل، فقد تحمل شحنة أحادية أو ثنائية أو ثلاثية أو أكثر من ذلك، الفلزات الانتقالية ثابتة الشحنة في الجدول: الفضة Ag - الخارصين (الزنك) Zn - الكادميوم Cd



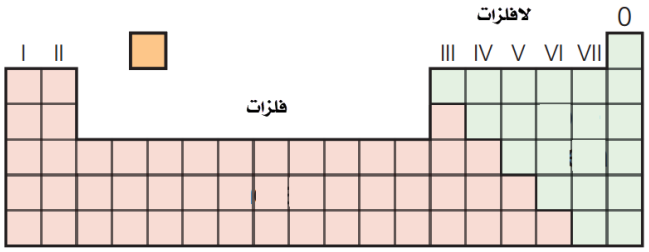
تمارين

أكتب التوزيع الإلكتروني لتلك العناصر وهي أيونات في حالة الاستقرار

العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني للأيون	الشحنة
F	9		
Mg	12		
Al	13		
N	7		
S	16		
K	19		
Li	3		
Br	35		

الرابطة الأيونية

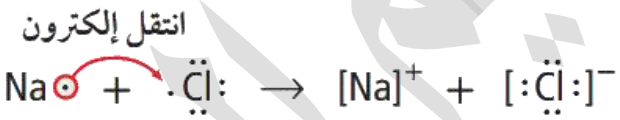
- الرابطة الأيونية: هي قوة جذب كهربائي تنشأ بين ذرتين، ذرة تميل لفقد الإلكترونات [فلز] وذرة تميل لكسب الإلكترونات [لافلز]



- فلز + لافلز = رابطة أيونية

أمثلة:

(1) يتكون كلوريد الصوديوم "ملح الطعام" NaCl من تفاعل الصوديوم [الفلز] مع الكلور [اللافلز] فتتكون رابطة أيونية

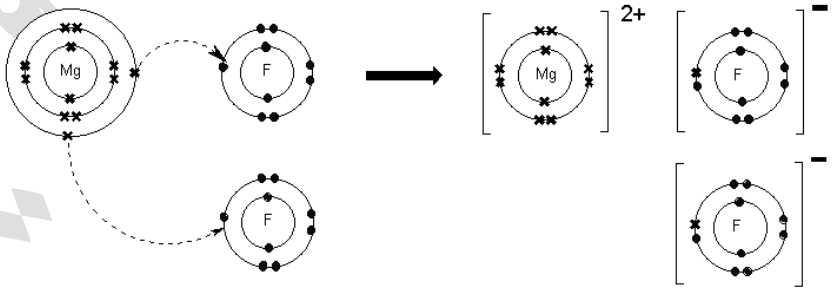


المركب الأيوني في النهاية لا يحمل شحنة كهربائية، لذا محصلة الشحنة = صفر

كيفية حساب محصلة الشحنة: نجمع حاصل ضرب عدد الأيونات لكل عنصر في شحنته

$$1\,Na \times (+1) + 1\,Cl \times (-1) = +1 + -1 = 0$$

(2) يتكون فلوريد المغنيسيوم MgF_2 من تفاعل المغنيسيوم [الفلز] مع الفلور [اللافلز] فتتكون رابطة أيونية



محصلة الشحنة في المركب الأيوني MgF_2

$$1\,Mg \times (+2) + 2\,F \times (-1) = +2 + -2 = 0$$

تمارين

كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية:

- الليثيوم $_{3}Li$ والأكسجين $_{8}O$

.....

.....

.....

.....

.....

- الألمنيوم $_{13}Al$ والكبريت $_{16}S$

.....

.....

.....

.....

.....

- المغنيسيوم $_{12}Mg$ والأكسجين $_{8}O$

.....

.....

.....

.....

.....

المجموعات الأيونية

- المجموعة الأيونية: هي أيون متعدد الذرات يُعتبر وحدة واحدة في المركبات، والشحنة التي يحملها تكون لكامل المجموعة، إما سالبة أو موجبة

أشهر المجموعات الأيونية أحادية الشحنة

رمز المجموعة	التسمية	رمز المجموعة	التسمية
HCO_3^{1-}	بيكربونات	NH_4^{1+}	أمونيوم
ClO_3^{1-}	كلورات	OCN^{1-}	سيانات
ClO_2^{1-}	كلوريت	CN^{1-}	سيانيد
NO_3^{1-}	نترات	OH^{1-}	هيدروكسيد
NO_2^{1-}	نتريت	MnO_4^{1-}	بيرمنغنات

أشهر المجموعات الأيونية ثنائية الشحنة

رمز المجموعة	التسمية	رمز المجموعة	التسمية
CO_3^{2-}	كربونات	SO_4^{2-}	كبريتات
CrO_4^{2-}	كرومات	SO_3^{2-}	كبريتيت
$Cr_2O_7^{2-}$	ديكرومات	$S_2O_3^{2-}$	ثيوكبريتات

أشهر المجموعات الأيونية ثلاثية الشحنة

رمز المجموعة	التسمية	رمز المجموعة	التسمية
BO_3^{3-}	بورات	PO_4^{3-}	فوسفات

تسمية المجموعات الأيونية:

1- يشتق اسم الأيون من اسم اللافلز ويضاف مقطع (ات) في آخره للذي يحمل أكبر عدد من ذرات الأكسجين، مثال: نترات NO_3^{1-}

2- يضاف مقطع (يت) للذي يحمل عدد أقل من ذرات الأكسجين، مثال: نتريت NO_2^{1-}

تمارين

أكتب الصيغة الكيميائية للمجموعة الأيونية مع شحنتها

التسمية	الصيغة الكيميائية	الشحنة
نترات		
كربونات		
بيكربونات		
كرومات		
بيرمنغنات		
هيدروكسيد		
أمونيوم		
ديكرومات		
فوسفات		
كبريتات		

تسمية وكتابة صيغ المركبات الأيونية

- نستخدم التكافؤ في عملية كتابة الصيغة
- التكافؤ: هو مقدار الفقد أو الكسب أو المشاركة لإلكترونات التكافؤ

وهو مساوٍ لشحنة العنصر لكنه قيمة عددية صحيحة بدون إشارة

- المجموعة الأيونية نعتبرها أيون واحد ولذا هي تتفاعل مع الأيونات مكوِّنة مركبًا أيونيًّا
- خطوات التسمية:

(1) نقرأ الصيغة الكيميائية بالعربية من اليمين نبدأ بالأيون السالب ثم نتبعه باسم الأيون الموجب

(2) الأيون السالب يُضاف له مقطع (يد) في نهايته

مثل: أكسجين ⇦أكسيد، هيدروجين ⇦هيدريد، نيتروجين ⇦نيتريد، كلور ⇦كلوريد

(3) الأيون الموجب الذي له أكثر من شحنة يُكتب التكافؤ له بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسمه

مثل: الحديد (II)، الحديد (III)، النحاس (I)، المنغنيز (IV)

8	7	6	5	4	3	2	1
VIII	VII	VI	V	IV	III	II	I

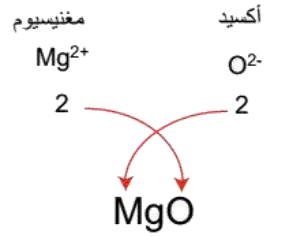
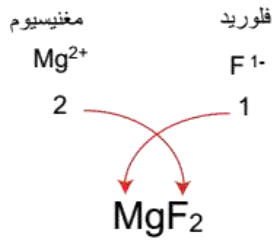
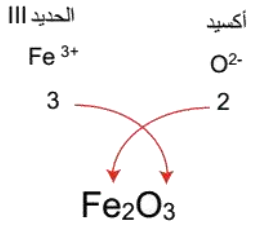
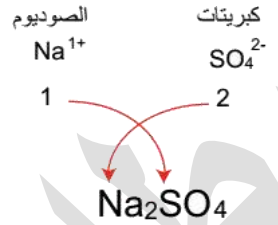
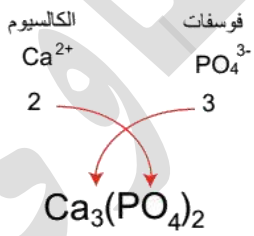
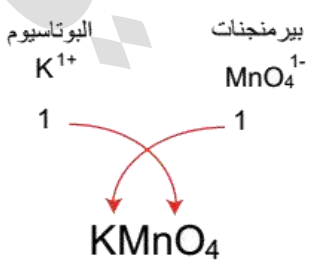
- خطوات كتابة الصيغة الكيميائية:

(1) نَكتب باللغة الإنجليزية من اليسار فنبدأ كتابة رمز الأيون الموجب ثم رمز الأيون السالب

(2) نكتب التكافؤ تحت كل رمز ثم ننظر للأعداد إن كانت مختلفة مثلاً (3:2) نعمل ضرب تبادلي، وإن تشابهت (2:2) فإن الرموز تنزل كما هي بدون التكافؤ، وإن وجدنا عامل مشترك مثلاً (4:2) فإننا نبسط الأعداد أصغر عامل مشترك (2:1)

(3) نضع التكافؤ بعد عملية الضرب التبادلي أسفل يمين الرمز تعبيرًا عن عدد أيونات العنصر في المركب الأيوني

(4) شحنة المركب النهائية = صفر

التسمية	الصيغة الكيميائية
أكسيد المغنيسيوم	
فلوريد المغنيسيوم	
أكسيد الحديد (III)	
كبريتات الصوديوم	
فوسفات الكالسيوم	
بيرمنجنات البوتاسيوم	

تمارين

ما التسمية والصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من:

- Na^+ , S^{2-}

.....

.....

.....

.....

.....

- Li^+ , H^-

.....

.....

.....

.....

.....

- NH_4^+ , NO_3^-

.....

.....

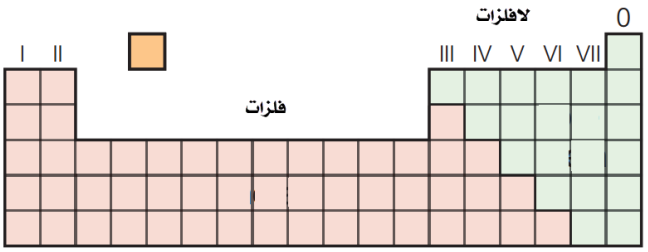
.....

.....

.....

الرابطة التساهمية

- الرابطة التساهمية: هي رابطة تنشأ بين ذرتين لا فلزيتين، تتشارك كل منهما بالإلكترونات



- لافلز + لافلز = رابطة تساهمية
- شبه الفلزات عند ارتباطها باللافلزات فإنها تتعامل كاللافلزات
- أنواع الروابط التساهمية:

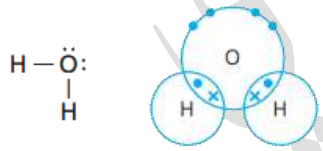
1- رابطة تساهمية أحادية: تنتج من مشاركة زوج من الإلكترونات

أمثلة:

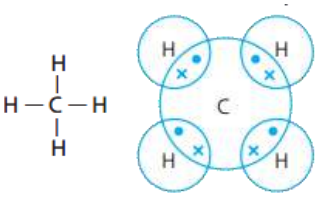
(1) ذرتان من الهيدروجين، الهيدروجين من المجموعة 1A له إلكترونات تكافؤ =1 يحتاج للاستقرار لـ 1e فيشبه توزيع الهيليوم، ويتكون جزيء غاز الهيدروجين H_2

(2) ذرتان من الكلور، الكلور من المجموعة 7A له إلكترونات تكافؤ=7 يحتاج للاستقرار لـ 1e ويتكون جزيء غاز الكلور H_2

(3) ذرتان من الهيدروجين مع ذرة أكسجين، الأكسجين من المجموعة 6A يحتاج 2e، ويتكون جزيء الماء H_2O



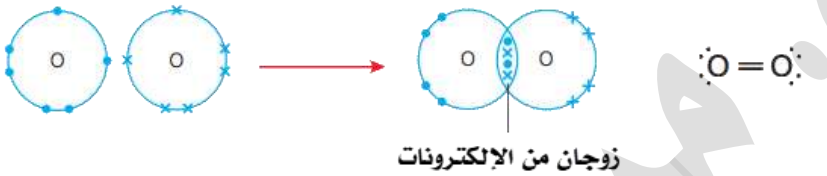
(4) 4 ذرات من الهيدروجين مع ذرة كربون، الكربون من المجموعة 4A يحتاج 4e، ويتكون جزيء الميثان CH_4



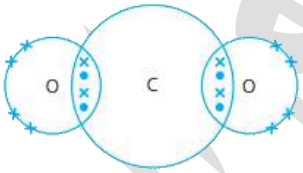
2- رابطة تساهمية ثنائية: تنتج من مشاركة زوجين من الإلكترونات

أمثلة:

(1) ذرتان من الأكسجين، من المجموعة 6A يحتاج 2e للاستقرار، تتكون الروابط مع الإلكترونات المنفردة في تركيب لويس، ويتكون جزيء غاز الأكسجين O_2



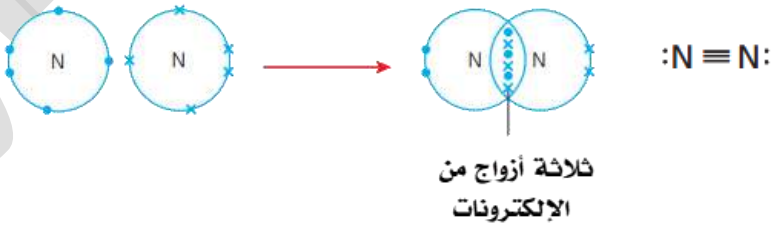
(2) ذرتان من الأكسجين وذرة من الكربون، ويتكون جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2



3- رابطة تساهمية ثلاثية: تنتج من مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات

أمثلة:

(1) ذرتان من النيتروجين، من المجموعة 5A يحتاج 3e للاستقرار، تتكون الروابط مع الإلكترونات المنفردة، ويتكون جزيء غاز النيتروجين N_2



- كلما زاد عدد الروابط بين الذرتين قلت المسافة وكانت الرابطة أقصر؛ بسبب عدد أكبر من الإلكترونات المتشاركة وازدياد قوة الجذب، فتحتاج طاقة أكبر لكسرها

N_2 يحتاج طاقة أكبر لكسر روابطه من O_2

- عند رسم المركب التساهمي متعدد الذرات، الذرة المركزية عادةً تكون الأقل في عدد الذرات

تمارين

أوضح مع الرسم نوع الروابط في المركبات التساهمية الآتية

- النيتروجين $_{7}N$ والهيدروجين $_{1}H$ في المركب التساهمي NH_3

.....

.....

.....

.....

.....

- الكربون $_{6}C$ والكلور $_{17}Cl$، في المركب التساهمي CCl_4

.....

.....

.....

.....

.....

- الهيدروجين $_{1}H$ والفلور $_{9}F$ في المركب التساهمي HF

.....

.....

.....

.....

.....

تسمية وكتابة صيغ المركبات التساهمية ثنائية الذرة

- المركبات التساهمية ثنائية الذرة: تتكون من ذرتي لافلز وتختلف تسميتها عن مركبات الأحماض، مركبات الأحماض تحتوي هيدروجين وعنصر آخر غير الأكسجين مثل: HCl، أو تحتوي هيدروجين ومجموعة أكسجينية مثل HNO_3 >> سيتم التطرق لتسمية الأحماض في الدورة التأسيسية المتقدمة إن شاء الله تعالى
- نستخدم التكافؤ في عملية كتابة الصيغة
- خطوات التسمية:

(1) نقرأ الصيغة الكيميائية بالعربية من اليمين نبدأ باللافلز من اليمين ونضيف لجذر الاسم (يد) كما في تسمية المركبات الأيونية للأيون السالب

(2) اللافلز من اليسار: تبقى تسميته الأصلية دون إضافة أو تغيير

(3) لا بد من نسبة عدد الذرات لكلا العنصرين باستخدام البادئات الرومانية، ويفضل استخدام البادئة الثانية لأنها الأكثر شيوعًا وخاصة مع العنصر الثاني على اليسار

(4) ممكن الاستغناء عن [أول/ أحادي] في التسمية وممكن كتابتها

فائدة: نستخدم البادئات في المركبات التساهمية ولا نستخدمها في الأيونية، لأن المركب الأيوني له محصلة شحنات = صفر فلا داعي لاستخدام البادئات، بخلاف التساهمي

1	2	3	4	5	6	7
أول/ أحادي	ثاني/ ثنائي	ثالث/ ثلاثي	رابع/ رباعي	خامس/ خماسي	سادس/ سداسي	سابع/ سباعي

مثال (1): N_2O اسمه: أول أكسيد ثنائي النيتروجين أو [أكسيد ثنائي النيتروجين]

مثال (2): CO_2 اسمه: ثنائي أكسيد الكربون أو [ثاني أكسيد الكربون]

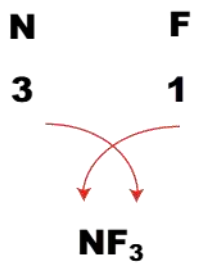
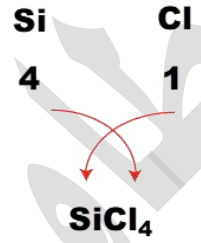
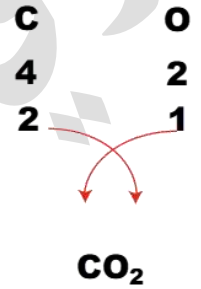
- خطوات كتابة الصيغة الكيميائية:

(5) نَكتب باللغة الإنجليزية من اليسار فنبدأ كتابة الشق اليسار ثم الشق اليمين والعنصر الأول عادةً وليس دائمًا هو الأقل في عدد الذرات، مثال: CO_2

(6) نكتب التكافؤ تحت كل رمز ثم ننظر للأعداد إن كانت مختلفة مثلاً (3:2) نعمل ضرب تبادلي، وإن تشابهت (2:2) فإن الرموز تنزل كما هي بدون التكافؤ، وإن وجدنا عامل مشترك مثلاً (4:2) فإننا نبسط الأعداد لأصغر عامل مشترك (2:1)

(7) نضع التكافؤ بعد عملية الضرب التبادلي أسفل يمين الرمز تعبيرًا عن عدد ذرات العنصر في المركب التساهمي

أمثلة:

التسمية	الصيغة الكيميائية
ثلاثي فلوريد النيتروجين	
رباعي كلوريد السيليكون	
ثاني أو ثنائي أكسيد الكربون	

تمارين

أسمّي كل من المركبات التساهمية التالية بالتسمية العلمية

- CO

.....

.....

- CCl_4

.....

.....

- P_2O_5

.....

.....

- SO_2

.....

.....

- N_2O_3

.....

.....

- H_2O

.....

.....

فائدة: أُعطِيت بعض المركبات أسماءً شائعةً قبل تطوير نظام التسمية، منها تسمية H_2O بـ "الماء" وهو الاسم الشائع وليس العلمي

موازنة المعادلات الكيميائية

- يستخدم الكيميائيون معادلات لتمثيل التفاعلات الكيميائية
- المعادلة الكيميائية: هي جملة تُستعمل فيها الصيغ الكيميائية للمركبات أو العناصر، يُوضَّح فيها المواد المتفاعلة والناتجة من خلال تفاعل كيميائي مُعيّن

- خطوات كتابة معادلة كيميائية موزونة:

1- نقرأ المعادلة اللفظية في المسألة، نحدد المواد المتفاعلة والناتجة

2- نكتب الصيغ الكيميائية [بالإنجليزية] للمتفاعلات على اليسار النواتج على اليمين

3- تُضاف: الرموز الرياضية في المعادلات، والحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والناتجة

الرمز	الوصف
$+$	يفصل بين كل مادة والثانية
$\rightarrow$	يفصل المواد المتفاعلة عن المواد الناتجة
(s)	الحالة الصلبة
(l)	الحالة السائلة
(g)	الحالة الغازية
(aq)	المادة في حالة المحلول المائي

4- نوازن المعادلة ونتذكر قانون حفظ الكتلة، فلا نغير الصيغ الكيميائية للمركبات إنما نغير فقط المعاملات ونجعلها في أبسط صورة ممكنة:

(1) نعد ذرات العناصر في المتفاعلات وفي النواتج

(2) نوازن العدد بتجربة المعاملات وضربها في عدد ذرات كل عنصر في المركب

(3) نترك الهيدروجين والأكسجين للنهاية في عملية الموازنة

(4) إذا ظهر عدد فردي لذرات الأكسجين فإننا نستخدم الكسر للمساواة بين ذراته، ثم نبسِّط المعادلة في النهاية بضربها كلها في مقام ذلك الكسر

أمثلة:

(1) تنتج الأمونيا NH_3 من تفاعل غاز النيتروجين مع غاز الهيدروجين

تذكر: غازات اللافلزات ما عدا العناصر النبيلة هي ثنائية الذرة

المعادلة الكيميائية			
$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$			
عدد الذرات الناتجة		عدد الذرات المتفاعلة	
N	1	N	2
H	3	H	2
نوازن النيتروجين بإضافة معامل 2 للنيتروجين فى الناتج			
$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$			
N	2×1=2	N	2
H	2×3=6	H	2
نوازن الهيدروجين بإضافة معامل 3 للهيدروجين المتفاعل			
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$			
N	2×1=2	N	2
H	2×3=6	H	3×2=6
المعادلة النهائية موزونة			
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$			

(2) يتفاعل غاز الكلور مع غاز الهيدروجين لإنتاج حامض الهيدروكلوريك $HCl_{(g)}$

المعادلة الكيميائية			
$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow HCl_{(g)}$			
عدد الذرات الناتجة		عدد الذرات المتفاعلة	
Cl	1	Cl	2
H	1	H	2
نوازن الكلور بإضافة معامل 2 للناتج			
$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$			
Cl	2×1=2	Cl	2
H	2×1=2	H	2

تمارين

أوازن المعادلات الكيميائية الآتية:

$$Al_{(s)} + Br_{2(g)} \rightarrow AlBr_{3(s)}$$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

$$Pb(NO_3)_{2(s)} \rightarrow PbO_{(s)} + NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

م. مريم السرطاوي

تحويل الوحدات في الكيمياء

- اتفق العلماء على توحيد وحدات القياس لتسهيل التعامل، وسُمِّيت الوحدات المتفق عليها دوليًّا بوحدات النظام الدولي SI Units وهي 7 وحدات أساسية

جدول (1): وحدات القياس الأساسية في النظام الدولي SI

المقدار	الوحدة	الرمز
الطول	متر	m
الكتلة	كيلوغرام	kg
كمية المادة	مول	mol
الزمن	ثانية	s
درجة الحرارة	كِلفن	K
التيار الكهربائي	أمبير	A
شدة الإضاءة	شمعة	Cd

جدول (2): بعض مضاعفات وأجزاء وحدات القياس

البادئة	الرمز	الصيغة العلمية	مثال (التحويل إلى متر)
كيلو	K	10^3	$1\ Km = 10^3\ m$
ميجا	M	10^6	$1\ Mm = 10^6\ m$
جيجا	G	10^9	$1\ Gm = 10^9\ m$
تيرا	T	10^{12}	$1\ Tm = 10^{12}\ m$
سِنتي	c	10^{-2}	$1\ cm = 10^{-2}\ m$
مِلّي	m	10^{-3}	$1\ mm = 10^{-3}\ m$
مايكرو	μ	10^{-6}	$1\ \mu m = 10^{-6}\ m$
نانو	n	10^{-9}	$1\ nm = 10^{-9}\ m$
بيكو	p	10^{-12}	$1\ pm = 10^{-12}\ m$

- جدول (3): تحويلات مهمة

الزمن	الحجم	درجات الحرارة
$1\ hr = 60\ min$	$1\ L = 1000\ mL$	$t_K = t_C + 273.15$
$1\ \text{min} = 60\ s$	$1\ L = 1000\ cm^3$	$t_C = \frac{t_F + 32}{1.8}$
$1\ day = 24\ hrs$	$1\ mL = 1\ cm^3$	$t_F = 1.8\ t_C + 32$
$1\ year = 365\ days$	$1\ m^3 = 1000\ L$	يُدرس تحويل درجة الحرارة في التأسيس (2)
$1\ month = 30\ days$		

- الكتلة في الكيمياء ⇦ نستخدم غالبًا الوحدة الأساسية وهي الغرام g للمواد الكيميائية
- نستخدم مصطلح الكتلة أو الوزن في الكيمياء ويبقى المفهوم الكيميائي أنه الكتلة، مثال: الكتلة الذرية أو الوزن الذري نفس الشيء
- خطوات التحويل:

1- نتذكر العلاقة للوحدة المعطاة من خلال البادئات والتحويلات في الجدول (2) و (3)

2- تكون العملية عبارة عن ضرب وقسمة كالتالي:

[الكمية بالوحدة المعطاة × معامل التحول] من خلال جدولة طويلة من الكسور،

معامل التحويل يكون كسرًا، ومقامه بنفس الوحدة المعطاة

$$\frac{1\ Km}{1\ Km} \quad \frac{10^3\ m}{} \quad \frac{}{= 10^3\ m}$$

3- قد ننتقل من معامل تحويل لآخر بحيث أن الوحدات تختصر فيما بينها ما عدا الوحدة المطلوبة في النهاية، مثل: من كيلومتر إلى ميليمتر، فننتقل من كم إلى متر إلى مم

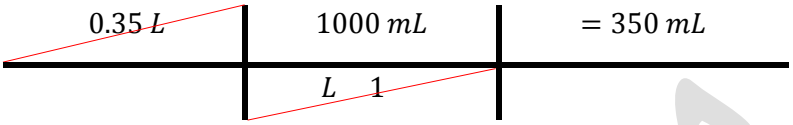
4- عملية ضرب أو قسمة الأعداد ذات الأس العشري سواء كان الأس موجب أو سالب(10^3) تكون بجمع الأسس في الضرب، وطرح الأسس في القسمة طالما الأساس نفسه (10)

أمثلة:

(1) تحويل 0.35L إلي mL

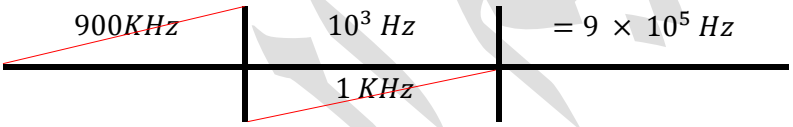
نتذكر العلاقة: $1L = 1000mL$

نرسم جدول كسور التحويل ونبدأ التعويض بالمعطيات وحذف الوحدات المتشابهة



(2) تحويل 900KHz إلي Hz

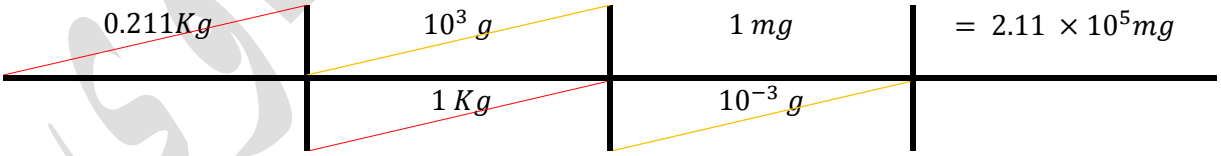
نتذكر العلاقة: $1KHz = 10^3\ Hz$



(1) تحويل 0.211 Kg إلي mg

نتذكر العلاقة: $1Kg = 10^3\ g$

والعلاقة: $1\ mg = 10^{-3}\ g$



تمارين

- أحوِّل 9.65 متر إلى نانومتر

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

- خزان ماء حجمه يساوي $6 \times 10^4\ cm^3$ أوجد حجمه باللتر والمتر المكعب

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

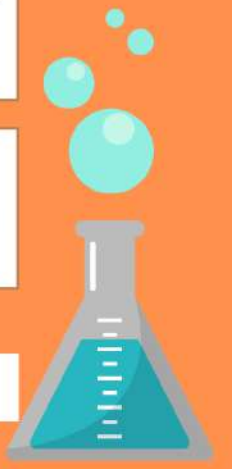
.....

م. مريم السرطاوي

الدورة التأسيسية 1

E.Mariam Sartawi

التغير الفيزيائي والكيميائي	العنصر والمركب والخليط	العناصر والمركبات	الذرة ومكوناتها
العدد الذري	النظائر والعدد الكتلي	الكتلة الذرية	الجدول الدوري
التوزيع الإلكتروني	التوزيع بدلالة الغاز النبيل	إلكترونات التكافؤ وتركيب لويس	الأيون
استقرار الذرة وقاعدة الثمانية	الرابطة الأيونية	المجموعات الأيونية	تسمية وصياغة المركبات الأيونية
الرابطة التساهمية	تسمية وصياغة المركبات التساهمية	موازنة المعادلات الكيميائية	تحويل الوحدات في الكيمياء



Tag your friends: