

المركز الجامعي عبد الحفيظ بوالصوف ميلة
معهد العلوم والتكنولوجيا
قسم الهندسة الميكانيكية والكهروميكانيك



الكيمياء المعدنية

السنة الثانية هندسة طرائق

admin

الفصل الثالث: خصائص عناصر الجدول الدوري

LES PROPRIETS DES ELEMENTS DU TABLEAU PERIODIQUE

1.III. مقدمة:

تجد جميع العناصر الكيميائية المعروفة حاليا و مستقبلا مكانها وفقا لنظام اقترحه ديمتري مندليف (1869) ويمثله اليوم الجدول الدوري. نجح في إيجاد علاقة بين الأوزان الذرية والخصائص الكيميائية والفيزيائية للعناصر.

تم ترتيب العناصر في ثمانية أعمدة ، مرقمة من I إلى VIII وفقا لعدد التكافؤ ، ومقسمة إلى مجموعات فرعية A و B. لاحترام أوجه التشابه بين العناصر ، ترك مندليف العديد من الصناديق الفارغة لكنه وصف بالتفصيل خصائص ثلاثة من هذه المجهولات وبشكل عام خصائص الآخرين (1871). تم إدراج عناصر أخرى بعد اكتشافها بعد ذلك:

- Gallium جاليوم 1875
- Scandium سكانيوم 1879
- Germanium جرمانيوم 1886
- L'argon l'hélium الأرجون والهيليوم (متواجد في الغلاف الجوي للشمس ، ومن هنا اشتق اسمها من هيليوس ، الشمس باليونانية) 1894.
- Le néon, le krypton et le xénon النيون والكريبتون والزينون 1898
- Le radon رادون 1900
- على مدى فترة طويلة إلى حد ما (1878-1907) عشرات العناصر الكيميائية ، على غرار العناصر المعروفة بالفعل ، ولكن التي تواجه صعوبة في وضعها في الجدول ، والتي تسمى التربة النادرة ، والتي تصنف لاحقا في نفس المربع من لانتان. lanthane.
- أدت دراسة المواد الاشعاعية إلى اكتشاف 7 عناصر مفقودة جميعها مشعة ، البولونيوم والراديوم le polonium et le radium (1898) ، الأكتينيوم l'actinium (1899) ، الرادون le radon ، البروتكتينيوم le protactinium (1917) ، الفرانسيوم le francium (1939) والأستاتين.. astate (1940)

في بداية القرن العشرين ، بدأت الذرة تكشف أسرارها:

- النموذج النووي لذرة رذرفورد. Rutherford (1911-1912)
- انبعاث الأشعة السينية RX بواسطة بور. Bohr (1913)
- يتوافق عدد البروتونات في نوى الذرات مع رتبة العنصر في الجدول.
- اوجد H.G.J. Moseley علاقة لحساب العدد الذري لعنصر ما عن طريق قياس الأشعة السينية المميزة، وأدت هذه النتيجة إلى تصنيف العناصر بترتيب تصاعدي لعددها الذري A هذا النهج يلغي مشكلة تداخل الكتل الذرية الناتج عن كتل نظائرها

- أظهر (1922) N. Bohr أن العناصر قريبة كيميائياً إذا كانت الطبقات الخارجية لذراتها تقدم نفس التوزيع الإلكتروني.
- في عام 1929، أظهر باولي Pauli بمبدأ أنه في الغلاف الجوي للذرة لا يمكن للمرء أن يجد إلكترونين لهما أعداد كمية متطابقة (s, m, l, n).
- في عام 1932، نجح J. Chadwick في تحديد طبيعة الجسيم في النواة الذي يسبب الاختلاف في كتلة نظائر عنصر (نيوترون). (neutron).
- مع اكتشاف النشاط الإشعاعي (حتى عام 2002) تمكن الباحثون من إدخال جميع عناصر الجدول الدوري تقريباً.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180..
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
		Ni =	Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199.
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204..
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207..
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118?		

Д. Менделеев.

الجدول الأول الذي اقترحه ديمتري مندليف

Le système périodique des éléments ci-dessous :

GROUPES	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
Séries	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.
	H	Li	B.	B.	C.	Az	O.	Fl.
»	Na	Mg	Al	Si	P.	S.	Cl.	
»	(Cu)	Ca	Sc	Ti	V.	Cr	Mn	Fe. Co. Ni. Cu.
»	Rb	Zn	Y	Zr	Nb	Mo	Se	Ru. Rh. Pd. Ag.
»	(Ag)	Sr	Cd	In	Sb	Te	J.	
»	Cs	Ba	La	Ce	Di?			
»			Yb		Ta	W		
»				Th	Pb	Bi		
»	(Au)	Hg				U		Os. Is. Pt. Au.
»								
	R ² O	R ² O ² RO	R ² O ³	R ² O ⁴ RO ² RH ⁴	R ² O ⁵ RH ³	R ² O ⁶ RO ³ RH ²	R ² O ⁷ RH	RO ⁴

الجدول الثاني الذي اقترحه ديمتري مندليف

Tableau périodique des éléments

Groupe → 1 2
 Période ↓ 1 2 3 4 5 6 7

nom de l'élément (gas, liquide ou solide à 0°C et 101,3 kPa)
 numéro atomique
 symbole chimique
 masse atomique relative ou [celle de l'isotope le plus stable]

																		13	14	15	16	17	18												
																		B.	FA	VA	VIA	VIIA	VI												
1	hydrogène 1 H 1,00794																hélium 2 He 4,002602																		
2	lithium 3 Li 6,941	beryllium 4 Be 9,012182											bor 5 B 10,811	carbone 6 C 12,0107	azote 7 N 14,00644	oxygène 8 O 15,9994	fluor 9 F 18,9984032	néon 10 Ne 20,1797																	
3	potassium 11 K 39,0983	calcium 12 Ca 40,078	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	aluminium 13 Al 26,9815386	silicium 14 Si 28,0855	phosphore 15 P 30,973762	soufre 16 S 32,065	chlore 17 Cl 35,4527	argon 18 Ar 39,948																	
4	rubidium 37 Rb 85,4678	strontium 38 Sr 87,62	yttrium 39 Y 88,90585	zirconium 40 Zr 91,224	niobium 41 Nb 92,90638	molybdène 42 Mo 95,94	technetium 43 Tc 97,9072	ruthénium 44 Ru 101,07	rhodium 45 Rh 102,90550	paladium 46 Pd 106,42	argent 47 Ag 107,8682	cadmium 48 Cd 112,411	indium 49 In 114,818	étain 50 Sn 118,710	antimoine 51 Sb 121,760	tellure 52 Te 127,60	iode 53 I 126,90447	xénon 54 Xe 131,29																	
5	francium 87 Fr [223,0187]	radium 88 Ra [226,0254]	lanthanides 57-71			hafnium 72 Hf 178,49	tantalum 73 Ta 180,94788	tungstène 74 W 183,84	réthénium 75 Re 186,207	osmium 76 Os 190,23	iridium 77 Ir 194,217	platine 78 Pt 195,084	or 79 Au 196,966569	mercure 80 Hg 200,59	thallium 81 Tl 204,3833	plomb 82 Pb 207,2	bismuth 83 Bi 208,98040	polonium 84 Po [209,9824]	astate 85 At [209,9871]	radon 86 Rn [222,0176]															
6																																			
7																																			
																		actinium 89 Ac [227,0277]	thorium 90 Th 232,03806	protactinium 91 Pa 231,03688	uranium 92 U 238,02891	néptunium 93 Np [237,0482]	plutonium 94 Pu [244,0642]	américium 95 Am [243,0614]	curium 96 Cm [247,0753]	berkélium 97 Bk [247,0753]	californium 98 Cf [251,0766]	éinsteinium 99 Es [252,0830]	fermium 100 Fm [257,0851]	mendélévium 101 Md [258,1064]	nobélium 102 No [259,1031]	lawrencium 103 Lr [262,1031]			

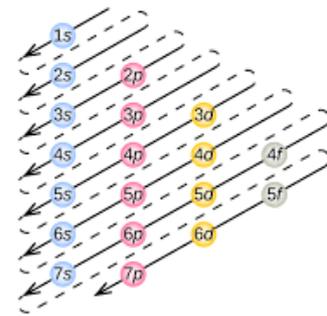
■ métaux alcalins
 ■ alcalino-terreux
 ■ lanthanides
 ■ actinides
 ■ métaux de transition
 ■ métaux pauvres
 ■ métalloïdes
 ■ non-métaux
 ■ halogènes
 ■ gaz nobles

primordial
discréditation d'autres éléments
synthétique

الجدول الدوري المعاصر

III. 2. التصنيف الدوري:

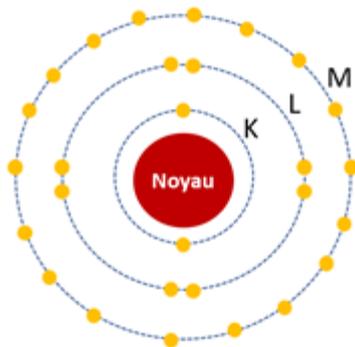
توفر دراسة التوزيع الإلكتروني للذرات فهما أعمق للتصنيف الدوري للعناصر. يعتمد التصنيف الدوري على ملأ الطبقات الفرعية المختلفة (s, p, d, f) وفقا لقاعدة klechowski.



- يبدأ كل صف بملء طبقة فرعية ns وينتهي بطبقة np الفرعية باستثناء $n = 1$
- يتم تنظيم إلكترونات الذرة عالميا في مستويات الطاقة بنفس

الطريقة لجميع الذرات: تعتمد هذه المستويات على عددي الكم n (1,2,.. 7) و (s,p,d,f)

- يتم تنظيم الأعمدة المختلفة في مجموعات s و p و d و f وفقا للطبقة الفرعية الأخيرة التي سيتم ملؤها.
- تشكل الصفوف الأفقية لأدوار. نظرا لأن إلكترونات العناصر تشغل نفس عدد الكم الرئيسي n ، يتم ترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين بترتيب تصاعدي لعددها الذري Z.



اسم الطبقة	عدد الإلكترونات
K	2
L	8
M	18
N	32
O	50
P	72

الطبقات الإلكترونية

- تشكل الأعمدة المجموعات أو العائلات ، وهناك 18 منها. تشترك العناصر التي تنتمي إلى نفس العائلة في خصائص معينة نظرا لحقيقة أن عناصر نفس المجموعة لها نفس عدد الإلكترونات في أعلى مستوى طاقة لها (وتسمى أيضا طبقة التكافؤ).
- يتم ترقيم العائلات "A" المسماة "الرئيسية" من IA إلى VIIIA ولها الأسماء المدرجة أدناه. تقع العائلات «ب» بين عائلتي IIA و IIIA وتسمى المعادن أو الفلزات الانتقالية. عناصر من نفس العائلة لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ.

الدور العمود ↓	1	2	13	14	15	16	17	18
K	H $1s^1$							He $1s^2$
L	Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$	B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
M	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
الالكترونات التكافؤ	1	2	3	4	5	6	7	8
اسم المجموعة	alcalins	alcalino-terreux					halogènes	gaz rares

- بالنظر الى عدد إلكترونات التكافؤ (أو الإلكترونات الموجودة على الغلاف الخارجي) يمكننا التنبؤ بشحنة الأيون.

المجموعة	عدد الكترونات الطبقة الخارجية	ميل	الشاردة المحتملة
IA	1	الى فقدان 1 الكترون	+1 كاتيون
IIA	2	الى فقدان 2 الكترون	+2 كاتيون
IB -> VIII B	-	-	-
IIIA	3	الى فقدان 3 الكترونات	+3 كاتيون
IVA	4	الى فقدان او اكتساب 4 الكترونات	كاتيون +4 أو انيون -4
VA	5	الى اكتساب 3 الكترونات	-3 انيون
VIA	6	الى اكتساب 2 الكترون	-2 انيون
VIIA	7	الى اكتساب الكترون	-1 انيون
VIIIA	8	مستقر	

- تصنف عناصر الجدول الدوري البالغ عددها 103 عناصر إلى 3 فئات وفقا لخواصها، وهي المعادن وأشباه المعادن واللامعادن، ولكن معظم العناصر الكيميائية هي معادن ..
- الهيدروجين هو حالة خاصة، فهو لا ينتمي إلى أي من هذه الفئات الثلاث. يميل إلى التصرف مثل المعدن في ظل بعض الظروف ومثل كلاً معدن في ظل ظروف أخرى. يمكن أن يكون مانحاً أو مستقبلاً للإلكترونات، وهو موجود في الشكل المحايد H_2 أو أيون سالب H^- أو أيون موجب H^+ .
- المعدن هو جسم لامع، موصل جيد للحرارة والكهرباء، مرن، مانح للإلكترون، يتفاعل مع الأحماض وصلب بشكل عام في الظروف العادية من T و P باستثناء الزئبق Hg.
- Métalloïde يشبه المعادن تعني أن يشبه المعادن. وهي العناصر الوسيطة بين المعادن والغازات النبيلة. يصعب تصنيف أشباه الفلزات على أنها معدنية أو غير معدنية، فهي عند الحدود (الخط المتدرج) الذي يفصل المعادن عن اللافلزات أو اللامعان. تشبه اللافلزات في بعض الخصائص ولكنها موصلات ضعيفة للكهرباء (أشباه الموصلات).
- اللامعادن أو اللافلزات هي العناصر غير المعدنية لها مظهر باهت (بدون بريق)، فهي ليست موصلة للحرارة والكهرباء وغالباً ما تكون غازات أو سوائل..

III. 3. المجموعات A من الجدول الدوري:

للجدول الدوري 8 مجموعات A و 8 مجموعات B، المجموعات أو العائلات A في الجدول الدوري من اليسار إلى اليمين هي:

III. 3.1. القلويات: (IA) LES ALCALINS

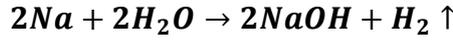
إنها معادن مرجعة réducteur أحادية التكافؤ، فهي تميل إلى إعطاء إلكترون الطبقة الخارجية ns^1 بسهولة لتتبع مستوى الطاقة وتشكيل الكاتيونات M^+ (مستوى طاقة الغاز النبيل السابق). تزداد الصفة الإرجاعية من Li إلى Fr. في الواقع، تنخفض طاقة التأين من $n = 1$ إلى $n = 7$.

ملاحظة: طاقة التأين تتغير وفق المسافة بين الإلكترون والنواة كلما كانت المسافة أقل كلما كانت طاقة التأين كبيرة؛ أثناء الدور n تتناقص المسافة بين النواة والإلكترون مع Z لأن كلما زادت عدد البروتونات في النواة ازدادت طاقة جذب النواة للإلكترونات وهكذا تنقص المسافة وبالمقابل تزداد طاقة التأين. كلما زادت n زادت المسافة بين النواة

والإلكترون بالإضافة الى عامل الشاشة (هي إلكترونات الطبقات الداخلية التي تعمل كشاشة تحجب الإلكترون الخارجي عن النواة) وبالتالي تنقص طاقة التأين.



يجب حفظ القلويات في الزيت، لأن ملامستها للهواء أو الماء تؤدي إلى تفاعلات عنيفة لإعطاء قواعد قلوية (تفاعلات طاردة للحرارة). غالبا ما تستخدم القلويات في الطب (صناعة الأدوية) ولصناعة المتفجرات.



- ✓ يوجد الصوديوم والبوتاسيوم في حالات مذابة أو صلبة، في شكل هاليدات أو نترات أو كربونات.
- ✓ تم العثور على الليثيوم والروبيديوم والسيزيوم في معادن السيليكات.
- ✓ الفرانسيوم هو عنصر مشع ($T_{1/2} = 22$ دقيقة) يوجد كآثار في خامات اليورانيوم والثوريوم. يمكن الحصول عليها عن طريق التفاعل النووي من الأكتينيوم.

2.3.III. القلويات الترابية: (IIA) LES ALCALINO-TERREUX

تحتوي هذه العناصر على إلكترونين للتكافؤ، ولا توجد أبدا في شكل معدني حر في الطبيعة، فهي تفاعلية للغاية.



- خصائصها متجانسة وقريبة نسبيا من خصائص المعادن القلوية (المجموعة IA). ومع ذلك، فإن الزيادة في القدرة الأيونية لهذه العناصر تؤثر على خصائص مركباتها، بما في ذلك قابليتها للذوبان والميل إلى تكوين هيدرات.
- ✓ المغنيسيوم Mg والكالسيوم Ca هما العنصران الأكثر وفرة في المجموعة. وهما أيضا معدنان أساسيان رئيسيان.
- بالمقارنة مع المعادن القلوية، فإن تفاعلها لا يسمح بوجودها في الحالة الحرة.
- ✓ البريليوم موجود بشكل رئيسي في خامات السيليكات (الزمرد $(Be_3(Al,Cr)_2(SiO_3)_6)$).
- ✓ توجد معادن أخرى في أشكال ملحية مختلفة (مذابة أو متبلورة)، بشكل رئيسي الكلوريدات أو الكربونات أو الكبريتات.
- ✓ الراديوم هو عنصر مشع ($t_{1/2} = 1600$ سنة) يصاحب اليورانيوم في خاماته.

3.3. III. عائلة الكربون (IVA) LA FAMILLE DE CARBONE

تتشارك عناصر هذه المجموعة في التوزيع الإلكتروني للطبقة الخارجية ولكنها غير متجانسة من حيث خصائصها الفيزيائية والكيميائية حيث ان:

- ✓ الكربون عنصر غير معدني، والذي يشكل الهيكل العظمي للجزيئات الحية.
- ✓ السيليكون هو عنصر شبه معدني ثاني أكثر العناصر وفرة في قشرة الأرض ويشكل مع الأكسجين البيئة المادية التي تتطور فيها الحياة (الحجر، الأرض، الطين، الرمل، إلخ).
- ✓ الجرمانيوم هو شبه معدني تتم دراسة اهتمامه العلاجي.
- ✓ القصدير والرصاص من المعادن الفقيرة ذات السمية المثبتة.

تكون هذه العناصر شوارد سالبة عندما ترتبط بالعناصر ذات كهروسلبية ضعيفة (معادن المجمع s)، يشكل الكربون (χ)

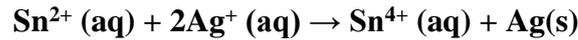
(2.5) مركبات أيونية كربيد أنيون anion carbure من (-1) C_2^{2-} مثال CaC_2

وتكون أيضا روابط تساهمية مثل CO_2 و SiO_2 و GeH_4 و $SnCl_4$ و PbO_2 . ينخفض استقرار المركبات الرباعية في

المجموعة مع العمود. تعمل المركبات غير المستقرة (خاصة الرصاص) كمؤكسدة



كما تكون شوارد موجبة في حالة ارتباطها بعناصر كهروسليبيتها كبيرة مثل $SnCl_2$ ، $Pb(NO_3)_2$ ، $SiCl_2$ ، يزداد استقرار المركبات في المجموعة. تعمل المركبات غير المستقرة كعوامل ارجاع.



III. 4.3. عائلة النيتروجين (VA) LA FAMILLE D'AZOTE (VA)

العنصر	Z	نظائر	تواجده في الطبيعة
نيتروجين Azote N	7	14,15	0.0025%
فوسفور Phosphore P	15	23 نظير 46-24	0.01%
زرنيخ Arsenic As	33	75	$1.8 \times 10^{-5}\%$
انتيمون Antimoine Sb	51	121, 123	$1.6 \times 10^{-5}\%$
بزموت Bismuth Bi	83	41 نظير 224-184	$0.048 \times 10^{-4}\%$
موسكوفيوم Moscovium Mc	115	5 نظائر 290-286	مصنع

يختلف مظهر عناصر هذه المجموعة اختلافا كبيرا وذلك بسبب تطور الطابع المعدني عندما ينزل المرء في العمود.

النيتروجين والفوسفور عنصران أساسيان رئيسيان نجدهما في مجموعة واسعة من المركبات الصيدلانية وكذلك الأسمدة. يوجد النيتروجين في شكل ثنائي الذرة N_2 فهو يشكل 78٪ من الغلاف الجوي وهو عنصر مكون للنترات. ويوجد الفوسفور بشكل رئيسي في شكل فوسفات، خاصة في الأباتيت الطبيعي $Ca_5(PO_4)_3X$ حيث $X: OH^-$ ، F^- ، Cl^- .

يتواجد كل من الزرنيخ والانتيمون والبزموت بشكل رئيسي في شكل كبريتيدات As_2S_3 ، Sb_2S_3 ، Bi_2S_3 في وجود معادن أخرى

الخصائص الكيميائية والفيزيائية

التوزيع الإلكتروني	Ei_1	Ei_2	Ei_3	Ei_4	Ei_5	درجة الاكسدة
	(kJ/mol)	(kJ/mol)	(kJ/mol)	(kJ/mol)	(kJ/mol)	
[He] $2s^2 2p^3$	1402	2856	4578	7475	9445	+3, -3
[Ne] $3s^2 3p^3$	1012	1907	2914	4964	6274	+5, +3, -3
[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	947.0	1798	2735	4837	6043	+5, +3
[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$	830.6	1595	2440	4260	5400	+5, +3
[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$	703.3	1610	2466	4370	5400	+3

تحتوي عناصر المجموعة على طبقة تكافؤ من النوع ns^2np^3 : لديهم 5 إلكترونات تكافؤ. تخضع إلكترونات التكافؤ لجاذبية كبيرة من طرف النواة لذلك تكون طاقات التأين E_i عالية وتميل العناصر، وخاصة الأخف وزنا إلى تكوين روابط تساهمية.

درجة التأكسد EO :état d'oxydation

كهروسلبية العناصر χ هي حسب الترتيب **Bi 2.02 ، Sb 2.05 ، As 2.18 ، P 2.19 ، 3.04N**
 ذرة النيتروجين صغيرة جدا ، ولا يمكنها أن تحيط نفسها ب 5 ذرات، إنه ثلاثي التكافؤ بشكل أساسي $EO = -3$: مثل Li_3N ولكن يمكن أن يشكل رابطة رابعة بفضل الثنائي الالكتروني الحر مثل NH_4^+ (حالات الأكسدة الأخرى ممكنة مثل أكاسيد النيتروجين)
 P و As و Sb و Bi : يمكن أن تشكل مركبات ثلاثية أو خماسية التكافؤ مثل PCl_3 و PCl_5 و ذلك لوجود طبقة d فارغة والتي تنتمي الى نفس الدور n.

الخاصية المعدنية:

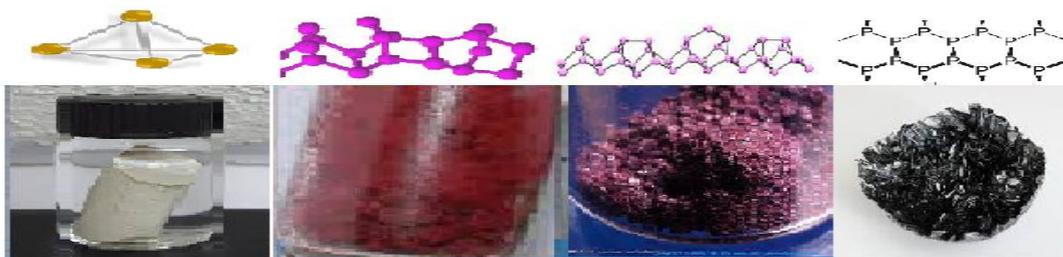
يتواجد النيتروجين في شكل غاز ثنائي الذرة (N_2) ، عديم اللون والرائحة، يستخدم في الحالة السائلة: كمبرد لضمان التبريد الفعال (المبردة) وضمان الحفاظ على عينة أو مادة بيولوجية (الدم، الحمض النووي، الأعضاء، إلخ). في الحالة الغازية: كغاز حامل (غاز "مذيب" لنقل الأنواع الغازية الأخرى) مثل كروماتوغرافيا الغاز؛ أو لخلق جو حامل (بيئة غير تفاعلية عندما تكون المواد المتفاعلة حساسة للهواء)
 اما العناصر الأخرى فهي مواد صلبة.

الازوت (N_2)	الفوسفور	الزرنيخ	الانتيمون	البيزموت
لافلز	شبيه الفلز	فلز	فلز	فلز

المتآصلات allotropies:

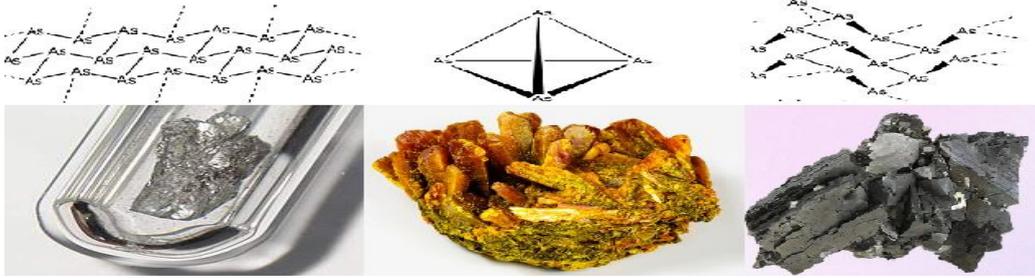
يملك الفوسفور والزرنيخ والانتيمون العديد من المتآصلات:

الفوسفور: لديه العديد من المتآصلات. أهمها: الفوسفور الأبيض والفوسفور الأحمر.



هو نوعان α (مكعبي مركزي الوجوه مستقر في درجات الحرارة العادية) و β (سداسي) يحترق سريعا في الهواء عند من 50 درجات الحرارة الأقل لذلك يستعمل كسلاح كقنابل فوسفورية $P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$	لديه بنية امورفية غير بلورية نتحصل عليه بتسخين الفوسفور الأبيض عند الدرجة 240 وهي مادة خاضعة للرقابة لأنها تستخدم في صناعة الأمفيتامينات (مواد مخدرة).	ذو بنية بلورية احادي الميل تتحصل monoclinique عليه بتسخين الفوسفور الأحمر عند الدرجة 530 وتأكسد باستخدام حمض النتريك لإنتاج حمض الفوسفوريك	له بنية تشبه بنية الغرافيت لكن يتبلور في نظام متوازي المستطيلات orthorembique يتم الحصول عليه بتسخين الفوسفور الأبيض تحت ضغط 12000 جو يمكن استخدامه لإنشاء دوائر إلكترونية لذلك يبحث العلماء على عنصر مطابق تقريبا للجرافين ولكن بشكل طبيعي أشباه الموصلات وتكلفة منخفضة من أجل إنشاء الترانزستورات
---	--	--	---

الزرنِيخ: له 3 متآصلات الرمادي والأسود والصفير



هو المتآصل الأكثر استقرارا في درجات الحرارة العادية ذو بنية ثلاثي romboèdrique قليل الذوبان نتحصل عليه بتعريض الزرنِيخ الصفير للضوء	يتكون من التكثيف السريع لأبخرة الزرنِيخ على سطح بارد (As ₄) على شكل رباعي السطوح مماثلة للفسفور الأبيض وهو الشكل الوحيد القابل للذوبان المعروف من الزرنِيخ ، إلا أن الزرنِيخ الأصفر في وجود الضوء ، يتحلل بسرعة لتكوين الزرنِيخ الرمادي.	يتم تصنيع الزرنِيخ الأسود الأمور As _n عن طريق تسامي الزرنِيخ الرمادي متبوعا بالتكثيف على سطح ساخن. ويعتقد أنه نظير الزرنِيخ للفسفور الأحمر. لكنه في مرحلته البلورية مشابه للفسفور الأسود، ويأخذ بنية تقويمية مبنية من حلقات As ₆ وهو من أشباه الموصلات.
---	--	---

مركباتها:

-الهيدرات. Hydrides. جميع عناصر المجموعة 15 تشكل هيدرات بالصيغة EH₃

البيروثين BiH ₃ Bismuthine	ستيبينين SbH ₃ Stibine	الزرنين AsH ₃ Arsénine	الفوسفين PH ₃ Phosphine	الامونيا NH ₃ ammoniac	الهيدريد
-	-88	-117	-133.8	-77.7	PF°C الانصهار
17	-18.4	-62.5	-87.8	-33.3	PE°C التبخير
-	-	-	قاعدية بنسبة ضعيفة	قاعدية	خصائص حمضية او قاعدية

القيم ° FP و ° PE العالية بشكل غير طبيعي للأمونيا NH₃ ناتجة عن تكوين روابط هيدروجينية قوية (N) بسبب الفرق في الكهروسلبية بين الازوت والهيدروجين)

جميع الهيدرات عبارة عن مركبات تساهمية ومتطايرة وشديدة السمية.

- الاكاسيد : oxydes

	Bi	Sb	As	P	N	العنصر
تزداد	-	-	-	-	N ₂ O	1+
صفة	-	-	-	-	NO	+2
الحمضية	Bi ₂ O ₃	Sb ₄ O ₆	As ₄ O ₆	P ₄ O ₆	N ₂ O ₃	+3
مع زيادة	-	-	-	-	NO ₂ /N ₂ O ₄	+4
درجة	-	Sb ₂ O ₅	As ₂ O ₅	P ₄ O ₁₀	N ₂ O ₅	5+
التأكسد	قاعدية	حمقلي Amphotère		حمضي		الخاصية الحمضية او القاعدية

ملاحظة: جميع أكاسيد النيتروجين عبارة عن مركبات ماصة للحرارة ، غير مستقرة ديناميكيا حراريا ولكنها مستقرة حركيا. تحللها إلى N₂ و O₂ هو تفاعل ناشر للحرارة.

III. 5.3. عائلة الشالكوجين (VIA): LA FAMILLE DE CHALCOGÈNE:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	النظائر
O	[He] 2s ² 2p ⁴	16,17,18
S	[Ne] 3s ² 3p ⁴	25 نظير 49-26
Se	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	30 نظير 94-65
Te	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	52 نظير 142-105
Po	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	29 نظير 218-190
Lv	[Ra] 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴	290-291-292-293

تسمى عائلة الشالكوجين او عائلة الاكسجين. الأكسجين هو العنصر الأكثر وفرة على وجه الأرض. فهو موجود في شكل جزيء غازي ثنائي الذرة O₂ يشكل 21٪ من الهواء الجوي. بالإضافة الى تواجد مع عناصر أخرى فـ H₂O ، CO₂ ، أكاسيد، كربونات، كبريتات، سيليكات، أملاح إلخ. يوجد الكبريت في شكل عنصري (كبريت أصلي) في المناطق البركانية (زهرة الكبريت الصفراء الليمونية) أو في شكل مشترك: كبريتيدات المعادن FeS pyrite ، galena PbS ، blende ZnS ، الكبريتات مثل الجبس CaSO₄ و H₂S (الشوائب في المنتجات البترولية والغاز الطبيعي). يرافق السيلينيوم والتيلوريوم الكبريت في خاماته. أما بالنسبة للبولونيوم، فهو عنصر مشع، غير مستقر: ²¹⁰Po (138 =_{1/2}t يومًا اكتشفته ماري كوري (جائزة نوبل 1911). أخيراً، Livermorium ليفرموريوم هو أحد العناصر التي تم تركيبها حديثاً.

الخصائص الكيميائية والفيزيائية

تحتوي عناصر هذه المجموعة على طبقة تكافؤ من النوع ns²np⁴: لديهم 6 إلكترونات تكافؤ: "4" إلكترونات "p" و "2" إلكترونات "s". تخضع إلكترونات التكافؤ لجاذبية كبيرة من النواة لذلك فإن طاقات التأين عالية جداً وتتناقص مع العمود.

درجة التأكسد EO état d'oxydation

كهروسلبية χ هذه العناصر هي حسب الترتيب: Se 2.6، Te 2.1، S 2.6، O 3.4 الأكسجين هو ثاني عنصر من حيث الكهروسلبية بعد الفلور. (O < F) العناصر الأخرى في المجموعة لها سالبية كهربية عالية نسبياً، ويمكن أن تكون مركبات أيونية ذات العناصر الأقل سالبية كهربية. E.O: -2 مع العناصر ذات الكهروسلبية الضعيفة. ينخفض التدرج في المجموعة مع انخفاض السالبية الكهروسلبية. تسود هذه الحالة في الأكسجين E.O: +2، +4، +6 مع العناصر الأكبر كهروسلبية، الأكسجين لديه حالة أكسدة +2 مع الفلور. (OF₂) الخصائص المعدنية:

العناصر	الحالة الفيزيائية	الشكل	الصفة المعدنية	الناقلية الكهربائية
الأكسجين O ₂ Oxygène	غاز لالون ولا رائحة له	-	لا فلز	عازل
الكبريت S soufre	صلب بلوري اصفر		لافلز	عازل
السيلينيوم Se sélénium	صلب رمادي		شبيه الفلز	شبه ناقل

شبه ناقل	شبيه الفلز		صلب فضي	التيلوريوم tellure Te
ناقل	فلز		صلب بلوري فضي براق	البولونيوم Po polonium

مركباتها:

- طاقة الرابطة "O - O" منخفضة جدا مقارنة بطاقة رابطة O مع العناصر الأخرى فهو يستقر عن طريق الارتباط بعناصر أخرى، بما في ذلك الهيدروجين H₂O، O₂H₂، (الأوزون: O₃) غاز عديم اللون لونه أزرق و ذو رائحة قوية وسام للغاية و هو مؤكسد قوي جدا للغاية O₃ (g) + H₂ ⇌ O₂ (g) + H₂O: يمتص بقوة في منطقة الأشعة فوق البنفسجية: وجوده في الغلاف الجوي أمر حيوي. يحمي الحياة الأرضية من الأشعة فوق البنفسجية المنبعثة من الشمس).
- في حين تتقارب طاقة الرابطة "S - S" مع طاقة رابطة الكبريت مع عناصر أخرى: يمكن أن يستقر S عن طريق تكوين سلسلة (Cl - S - S - Cl)، جسر ثاني كبريتيد، إلخ.
- تكون عناصر المجموعة مركبات ثنائية مع العديد من الفلزات واللافلزات. بينما يشكل الأكسجين أكاسيد (معدنية وغير معدنية)، يشكل الكبريت والسيلينيوم والتيلوريوم الكبريتيدات sulfures والسيلينييدات sélénieurs والتيلوريدات tellurures على التوالي. يمكن أن تكون هذه المركبات الثنائية أيونية (مع المعادن الأقل كهروسلبية) أو تساهمية.
- مركباتها الشائعة هي:

Te	Se	S	O	العناصر
TeO ₂	SeO ₂	SO ₂	O ₃	تفاعل مع O ₂
حمقلي	حمض	حمض	مؤكسد	طبيعة الأكسيد
-	-	-	NO, NO ₂	تفاعل مع N ₂
TeF ₆ , TeX ₄	SeF ₆ , SeX ₄	SF ₆ , S ₂ Cl ₂ , S ₂ Br ₂	O ₂ F ₂	تفاعل مع الهالوجينات X
-	H ₂ Se	H ₂ S	H ₂ O, H ₂ O ₂	تفاعل مع H ₂

III. 6.3. عائلة الهالوجينات (VIA) LA FAMILLE DES HALOGENES

الهالوجينات (من اليونانية "Halos = الملح والبحر" و "génos = هبة")، هي عناصر تكون خصائصها متجانسة وبسيطة نسبيا. فهي تفاعلية للغاية، وبالتالي لا توجد أبدا في الطبيعة في الحالة الأولية. يوجد الفلور fluor في شكل فلوريت fluorite (CaF₂) وكريوليت cryolithe (Na₃AlF₆) وفلورباتيت fluorapatite (Ca₅(PO₄)₃F). يوجد الكلور والبروم واليود بشكل عام في شكل أملاح مذابة في مياه البحر والبحيرات أو الرواسب المالحة بعد تبخر المسطحات المائية. الأستاتين هو عنصر مشع (t_{1/2} = 8,1 ساعة) ويعتبر العنصر الطبيعي الأقل وفرة على وجه الأرض. تينيسين هو عنصر تم اكتشافه حديثا يتم الحصول عليها عن طريق التركيب النووي.

يتواجد الهالوجين في شكل جزيئات X₂ ثنائية الذرة وغير قطبية، يزداد الأخير مع زيادة عدد الإلكترونات (Z) نلاحظ الانتقال من الحالة الغازية (الفلور والكلور) إلى الحالة السائلة (البروم) ثم الصلبة (اليود).

العنصر	Z	التوزيع الالكتروني	النظائر	الصفة
الفلور Fluor F	9	F [He] 2s ² 2p ⁵	14 نظير 31-14	غاز أصفر باهت
الكور Cl	17	[Ne] 3s ² 3p ⁵	35, 37	غاز أصفر مخضر
البروم Br	35	Br [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	22 نظير 66-97	سائل زيتي أحمر-بنّي
اليود I	53	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	37 نظير 108-144	صلب لامع أرجواني-أسود
الاستات At	85	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	32 نظير مشع 191-223	صلب اسود(شبه معدن)
تينيسين Ts	117	[Ra] 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁵	117	صلب

الخصائص الكيميائية والفيزيائية

طبقة التكافؤ من النوع ns²np⁵: تميل إلى إكمال طبقتها الخارجية: عن طريق تكوين روابط أيونية مع المعادن:

أيونات الهاليد (X⁻) عن طريق تكوين روابط تساهمية، مع اللافلزات، على سبيل المثال X-X ، H-X ،

C-X ، إلخ.

درجة التأكسد EA état d'oxydation

الفلور: العنصر الأكثر كهروسلبية في الجدول الدوري، فهو يعتمد دائما حالة الأكسدة -1 .

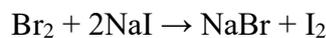
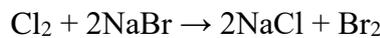
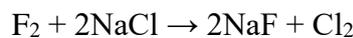
Cl و Br و I يعتمدون بشكل عام حالة الأكسدة -1. ومع ذلك، فإن حالات الأكسدة اخرى ممكنة عند دمجها مع

عناصر أكثر كهربية مثل F أو O

ملحوظة: حالات الأكسدة الأخرى ممكنة Cl و Br و I (+1, +3, +5, +7)

مركباتها:

- ذرة الفلور صغيرة جدا. يؤثر هذا على بعض هذه الخواص، بما في ذلك الميل الإلكتروني وقوة للرابطة F-F
- الفلور هو العنصر الأكثر سالبية كهربية في الجدول الدوري (χ=4)، في حين أن الكلور يأتي في المرتبة الثالثة بعد الأكسجين (χ=3.2) وتتناقص مع العمود (Br=3, I=2,7). وعليه فإن الفلور هو العنصر الأكثر أكسدة في الجدول الدوري (E° = +2.87 V)، ويتفاعل مع معظم العناصر، بما في ذلك المعادن النبيلة Au ، Pt ، إلخ (وبعض الغازات النبيلة Kr و Xe و Rn كما أنه يهاجم الزجاج ولا يمكن تخزينه إلا في حاويات تم تخمليها مسبقا بواسطة الفلورايد. تقل القدرة المؤكسدة في المجموعة، مما يجعل من الممكن، تفاعلات الإزاحة المعاكسة: (تستخدم في صناعات اليود والبروم)



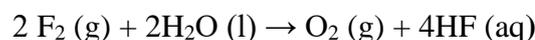
- يفسر استقرار الروابط من النوع "C - X" إمكانية إدخال ذرات الهالوجين إلى الجزيئات العضوية عن طريق

تفاعلات الهلجنة (الفلورة ، الكلورة ، البرومة ، اليود)

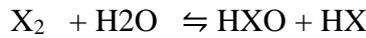
- تفاعل مع الماء:

العنصر	F	Cl	Br	I
التفاعل مع الماء (CNTP)	تفاعل عنيف	تفاعل سريع	تفاعل بطيء	تفاعل مهمل

الفلور لا يذوب في الماء. قوته المؤكسدة هي التي تؤكسد الماء فينتج فلوريد الهيدروجين وتطلق الأكسجين:

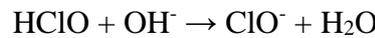


الكلور والبروم واليود ضعيفة الذوبان في الماء. في CNTP، يخضعون تفاعل الإنحراف :dismutation:
(تفاعل الانحراف هو نوع من تفاعل الأكسدة والإرجاع حيث يتفاعل جزيئان من A مع بعضهما البعض ، مما يؤدي إلى ظهور الجزيء A' عن طريق الأكسدة والجزيء A'' عن طريق الإرجاع)



أثناء تفاعل Cl_2 (E.O. 0) في الماء، سوف تتأكسد ذرة Cl إلى أنيون هيبوكلوريت. ClO^- (E.O. +1) ويتم ارجاع ذرة Cl الأخرى إلى أنيون كلوريد Cl^- (E.O. -1)

- ينتج عن تحلل الكلور في الوسط القاعدي حمضان (حمض هيبوكلوروس وكلوريد الهيدروجين). ، سيتم تعديل هذين الحمضيين بواسطة أنيون هيدروكسيد (OH^-) على النحو التالي :

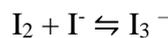


لذلك يفضل تفاعل الانحراف (المرور من تفاعل جزئي " \rightleftharpoons " إلى تفاعل كلي " \rightarrow ") ويتم إزاحة التوازن إلى اليسار.

يتم كتابة توازن التفاعل على النحو التالي:

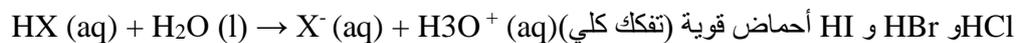
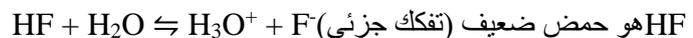


- ذوبان اليود في محلول يوديد: قابلية ذوبان اليود في الماء لا تذكر، ولكن في وجود أنيون I^- مثل محلول KI ، تزداد قابلية الذوبان مع تكوين أنيون ثلاثي يوديد: (I_3^-)



- **هاليدات الهيدروجين (HX) LES HALOGENURES D'HYDROGENE (HX)**

HX هي مركبات تساهمية ومتطايرة ، باستثناء HF سائل في CNTP يشير فحص قوة الرابطة H-X إلى أن الاستقرار يتناقص في المجموعة. في المحلول المائي يؤثر هذا على قوة الحموضة التي تزداد في المجموعة



- **الأكاسيد والأحماض الأكسجينية وأملاحها: Les Oxydes, Oxacides Et Leurs Sels:**

أ. الفلور: نظرا لأن الفلور أكثر سالبية كهربية من الأكسجين، فإن هذا يسمى فلوريد الأكسجين. نحن نعرف اثنين

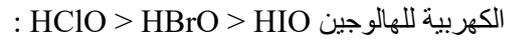
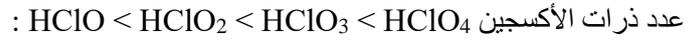
من الفلورايد. F_2O (E.O O: +2) من F_2O_2 (E.O. و O: +1)

ب. Cl و Br و I: كونها أقل كهربية من O ، فإن جميع E.O. تتراوح من +1 إلى +7

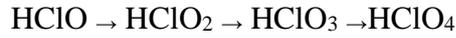
جميع الأكاسيد عبارة عن مركبات ماصة للحرارة ويحتمل أن تكون متفجرة (تحلل عنيف) باستثناء I_2O_5 ، صلبة ومستقرة في درجة حرارة الغرفة.

- أحماض الأكسدة وأملاحها Les oxacides et leurs sels (HXO_n / XO_n⁻)

الأحماض الأكسدة لها خصائص حمضية ومؤكسدة. أملاحها أساسية (قواعد مرافقة) ومؤكسدة. تزداد الطاقة الحمضية مع:

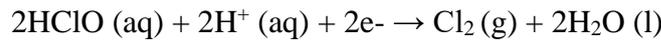


تقل قوة الأكسدة مع استقرار الجزيء:

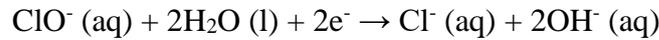


انخفاض قوة الأكسدة

حمض هيبوكلوروس هو عامل مؤكسد قوي. في تفاعلات الأكسدة والإرجاع، يتم إرجاعه Cl_2 إلى :



أنيون هيبوكلوريت هو مؤكسد أقل قوة. في التفاعل، يتم إرجاعه إلى أنيون Cl^- :



تطبيقاته: القوة المؤكسدة ل HClO و هيبوكلوريت NaClO ، $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ، يتم استعمالها كمبيد للجراثيم. تستخدم هيبوكلوريت كمطهرات (مبيض) أو مطهرات (محلول داكين).