

الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية

الحزبات والأيونات

الأنشطة

I - الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية

نص وثائقي 1

تعود بداية وضع تصنيف العناصر الكيميائية في نظام دوري إلى ما قبل حوالي مائتي عام . وقد عرف الجدول الدوري للعناصر الكيميائية خلال هذه الفترة الكثير من الجدل فأدخلت عليه تعديلات عدة ليتلاءم مع ما سيتم اكتشافه من عناصر جديدة . إن مبدأ الدورة يعتمد على تكرار الخواص الكيميائية بكيفية منتظمة ومحددة .

وكان المولد الرسمي للجدول الدوري للعناصر الكيميائية سنة 1869م على يد العالم الروسي ديمتري مندلييف حيث وضع جدولته الأول الذي يحتوي على 63 عنصرا كانت معروفة آنذاك . اعتمد مندلييف ترتيب العناصر في دورات أفقية ومجموعات رأسية حسب تزايد كتلتها المولية الذرية (كتلة مول واحد من الذرات (مول واحد يساوي تقريبا $6,02 \cdot 10^{23}$ ذرة)) ، وتضم هذه الأخيرة عناصر كيميائية تتميز بنفس الخواص الكيميائية . وتنبأ مندلييف لعناصر افترض أنها موجودة لم تكن معروفة آنذاك ، حيث ترك لها خانات فارغة . وتبين أن خواصها مطابقة للخواص التي سبق أن تنبأ بها مندلييف .

استثمار

- 1 - كم عنصرا يضم ترتيب مندلييف للعناصر الكيميائية ؟
- 1 - ما هي قواعد بناء الجدول الدوري الذي تنبأ به مندلييف ؟
- 2 - ماذا تعني الدورة بالنسبة لمندلييف ؟
- 3 - ماذا تعني علامات استفهام التي وضعها مندلييف في الوثيقة التي خضها بيده ؟
- 5 - كم عنصرا كيميائيا إضافيا تم اكتشافه بعد ترتيب مندلييف ؟

			Cr(52)	Mo(96)	W(186)
			Fe(56)	Rh(104,4)	Pt(197,4)
H(1)			Cu(63,4)	Ru(104,4)	It(198)
	Be(9,4)	Mg(24)	Zn(65,2)	Pd(106,6)	Os(199)
	B(11)	Al(27,4)	?(68)	Ag(108)	Hg(200)
	C(12)	Si(28)	?(70)	Cd(112)	
	N(14)	P(31)	As(75)	Ur(116)	Au(197 ?)
	O(16)	S(32)	Se(79,4)	Sb(118)	
	F(19)	Cl(35,5)	Br(80)	Sn(122)	Bi(210 ?)
Li(7)	Na(23)	K(39)	Sr(87,6)	Te(123)	
		Ca(40)		I(127)	
		?(45)		Cs(133)	Tl(204)
		?(56)		Ba(137)	
		?(60)			

نص وثائقي 2

مر الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية بمراحل عديدة منذ أن وضعه مندلييف ، وما ترتب على اكتشاف الإلكترون وظهور مفهوم العدد الذري Z على يد العالم الفيزيائي الإنجليزي موزلي ، الذي قادته بحوثه إلى إصدار الجدول الدوري الشائع سنة 1914م المعروف بالنموذج المتوسط الطول ، ويعتمد فيه على ترتيب العناصر وفق تسلسل أعدادها الذرية ، وهو الترتيب المعمول به حاليا ، وفي هذا الجدول يوافق ترتيب العناصر مبدأ البناء التصاعدي : يزيد كل عنصر على العنصر الذي يسبقه في الترتيب بالإلكترون واحد .

نكتفي في دراستنا بوصف الترتيب المبسط لبعض العناصر الأولى الذي يتكون من 8 مجموعات رأسية ، مرقمة من I إلى VIII ، ومن ثلاث دورات أفقية مرقمة من 1 إلى 3 أي من مجموع 18 خانة يوضع في كل واحدة منها النظير الأكثر وفرة في الطبيعة من كل عنصر كيميائي ، وعلى اليسار العدد الذري Z .

استثمار:

- 1 - أين يتجلى الفرق بين الترتيب الدوري لمندلييف والترتيب الدوري المعمول به حاليا ؟
- 2 - ما المعايير التي اتخذت في بناء الترتيب الدوري الحالي ؟
- 3 - أعط رمز واسم العنصر الكيميائي الذي يوجد في تقاطع الدورة الثالثة والعمود السابع من الترتيب الدوري المبسط .
- 4 - ما هو عدد إلكترونات الطبقة الخارجية للمجموعة I و المجموعة II والمجموعة VI والمجموعة VII ؟ ماذا تستنتج ؟
- 5 - ما هو عدد طبقات الدورة 1 والدورة 2 والدورة 3 ؟ ماذا تستنتج ؟

المجموعات	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
الدورات								
1	${}^1_1\text{H}$							${}^2_1\text{He}$
2	${}^7_3\text{Li}$	${}^9_4\text{Be}$	${}^{11}_5\text{B}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{19}_9\text{F}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$
3	${}^{23}_{11}\text{Na}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{28}_{14}\text{Si}$	${}^{31}_{15}\text{P}$	${}^{32}_{16}\text{S}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$

القاعد الثمانية والقاعدة الثمانية

النشاط 1

يمثل الجدول أسفله ثلاثة غازات نادرة وهي الهيليوم He والنيون Ne والأرغون Ar وهي غازات مستقرة توجد في الطبيعة على شكل ذري وناذرا ما تشارك في التفاعلات الكيميائية .

هل تعطي الذرة أيونا؟	البنية الإلكترونية للذرة	العدد الذري Z	العنصر الكيميائي
			He
			Ne
			Ar

يمثل الجدول الثاني بعض العناصر الكيميائية التي ناذرا ما نجدتها في الطبيعة في شكلها الذري بسبب عدم استقرارها ، ونجدتها على شكل أيونات في محاليل أو في مركبات مختلفة (كلورور الصوديوم ، محلول حمض الكلوريدريك ، الخ)
 - أذكر الكيفية التي يتم بها الحصول على أيون سالب الشحنة وكذلك الأيون موجب الشحنة .

العنصر الكيميائي	العدد الذري Z	البنية الإلكترونية للذرة	الأيون الموافق للذرة	البنية الإلكترونية
Li				
Na				
Mg				
Al				
O				
F				

- 1_ حدد في كل جدول البنية الإلكترونية لذرة كل عنصر كيميائي
- 2 _ حدد في الجدول الثاني الإلكترونية للأيونات الموافقة
- 3 _ قارن البنية الإلكترونية لكل أيون مع البنية الإلكترونية لذرات الغازات النادرة المبينة في الجدول الأول . ما هو استنتاجك ؟
- 4 _ فسر سعي ذرة كل عنصر كيميائي إلى اكتساب البنية الإلكترونية للغاز النادر الأقرب .
- 5 _ هل يمكن الحصول على الأيونين F^{2-} و Li^{2+} ؟ علل جوابك .

هندسة بعض الجزيئات

الصيغة الإجمالية للجزيئات النشاط 2

اكتب الصيغ الإجمالية للجزيئات التالية :

الصيغة الإجمالية	مكوناتها	اسم الجزيئة
	ذرتي هيدروجين	ثنائي الهيدروجين
	ذرتي كلور	ثنائي الكلور
	ذرة كلور وذرة هيدروجين	كلورور الهيدروجين
	ذرة كربون و4 ذرات هيدروجين	الميثان
	3 ذرات هيدروجين وذرة أزوت	الأمونياك
	2 ذرات هيدروجين وذرة أوكسيجين	الماء
	ذرتي كربون و6 ذرات هيدروجين	الإيثان
	ذرتي أوكسيجين	ثنائي الأوكسيجين
	ذرتي الأزوت	ثنائي الأزوت

--	--	--

الرابطة التساهمية

النشاط 3

أتمم الجدول التالي

الذرة	H	C	O	Cl	N
البنية الإلكترونية					
عدد إلكترونات الطبقة الخارجية					
عدد الروابط البسيطة الممكنة تكونها مع ذرات أخرى					

تمثيل الجزيئات حسب نموذج لويس

النشاط 4

– نعطي الصيغ الإجمالية لبعض الجزيئات : جزيئة الماء H_2O ، جزيئة ثنائي الهيدروجين H_2 ، جزيئة ثنائي الكلور Cl_2 ، جزيئة ثنائي كلورور الهيدروجين HCl ، جزيئة الميثان CH_4 ، جزيئة الأمونياك NH_3 ، جزيئة الإيثان C_2H_6 ، جزيئة الأوكسجين O_2 ، جزيئة ثنائي الأزوت N_2 ، جزيئة ثنائي وأكسيد الكربون CO_2 .
مثل حسب نموذج لويس هذه الجزيئات .

المتماكبات

النشاط 5

الصيغة الإجمالية لجزيئة البوتان هي C_4H_{10}

- 1 – أكتب الصيغ المنشورة الممكنة لهذه الجزيئة
- 2 – كم عددها ؟ وما هو استنتاجك ؟

جدول خاص ببعض الأيونات الأساسية في الكيمياء

	CATIONS	ANIONS
ions portant une seule charge	H^+ (proton) ; H_3O^+ (ions hydronium) ; NH_4^+ (ion ammonium) ; Li^+ (ion lithium) Na^+ (ion sodium) ; K^+ (ion potassium) ; Rb^+ (ion rubidium) ; Cs^+ (ion césium) ; Cu^+ (ion cuivre I) ; Ag^+ (ion argent) .	OH^- (ionhydroxyde) ; F^- (ion fluorure) ; Cl^- (ion chlorure) ; Br^- (ion bromure) ; I^- (ion iodure) ; NO_3^- (ion nitrate) ; HS^- (ion hydrogénosulfure) ; HSO_3^- (ion hydrogénosulfite) ; HSO_4^- (ion hydrogénosulfate) ; HCO_3^- (ion hydrogénocarbonate) ; CH_3COO^- (ion éthanoate) ; MnO_4^- (ion permanganate) .
ions portant deux charges	Mg^{2+} (ion magnésium) ; Ca^{2+} (ion calcium) ; Sr^{2+} (ion strotium) ; Ba^{2+} (ion baryum) ; Mn^{2+} (ion manganèse II) ; Fe^{2+} (ion fer II) ; Co^{2+} (ion cobalt II) ; Ni^{2+} (ion nickel) ; Cu^{2+} (ion cuivre II) ; Zn^{2+} (ion zinc) ; Pd^{2+} (ion palladium) ; Cd^{2+} (ion cadmium) ; Sn^{2+} (ion étain) ; Pb^{2+} (ion plomb) .	O^{2-} (ion oxyde) ; S^{2-} (ion sulfure) ; SO_3^{2-} (ion sulfite) ; SO_4^{2-} (ion sulfate) ; CO_3^{2-} (ion carbonate) ; $Cr_2O_7^{2-}$ (ion dichromate) .
ions portant trois charges	Al^{3+} (ion aluminium) ; Cr^{3+} (ion chrome III) ; Fe^{3+} (ion fer III) ; Co^{3+} (ion cobalt III) ; Au^{3+} (ion or) ; Bi^{3+} (ion bismuth III) .	PO_4^{3-} (ion phosphate) ; N^{3-} (ion nitre) .
ions portant quatre charges	Sn^{4+} (ion étain IV) ; Pt^{4+} (ion platine IV) .	C^{4-} (ion carbure) .