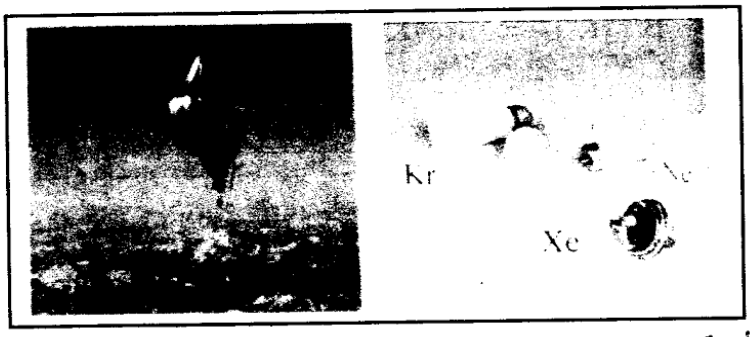
حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

نحو استقرار الذرات

قاعدة الثنائية الإلكترونية و الثمانية الإلكترونية



الغازات النبيلة :

ــ لماذا نستعمل غاز الهيليوم في المناطيد ؟

ــ لماذا نملأ زجاجيات المصابيح بالغازات مثل النيون أو الكريبتون أو الكزينون ؟

استعمالات الغازات النبيلة :

الهيليوم كثافته 0,138 أكثر كثافة من غاز الهيدروجين الذي كثافته 0,069 و يستعمل في المناطيد و هذا لأسباب أمنية :

ــ غاز الهيليوم لا يحترق في الهواء إذن **المناطيد** آمنة من الحرق و الإشتعال .

ــ نملأ زجاجيات المصابيح بالغازات مثل النيون أو الكريبتون أو الكزينون لأن هذه الغازات لا تتفاعل مع سلك المصباح المشتعل و الخاضع لدرجة حرارة جد عالية و تصل حتى 2800 °C .

نتيجة :

الهيليوم ، الأرغون ، النيون ، الكريبتون و الكزينون لا تتفاعل مع العناصر الأخرى .

فهي غازات خاملة كيميائيا . لهذا السبب تدعى بالغازات الخاملة .

سبب استقرار الغازات الخاملة :

نشاط ــ1

ــ أعط التوزيع الالكتروني على المدارات للذرات و الشوارد المقترحة في الجدول الآتي :

النوع الكيميائي	He	Ne	Ar	Cl	Cl^-	Na	Na^+
Z	2	10	18	17	18	11	10
التوزيع الإلكتروني	K^2	$K^2\ L^8$	$K^2\ L^8\ M^8$	$K^2\ L^8\ M^7$	$K^2\ L^8\ M^8$	$K^2\ L^8\ M^1$	$K^2\ L^8$

ــ لاحظ التوزيع الإلكتروني لهذه الغازات . ماذا تستنتج ؟

ــ نلاحظ 2 إلكترون في الطبقة الخارجية للهيليوم و 8 إلكترونات بالنسبة للنيون و الأرغون .

ــ نلاحظ 8 إلكترونات في الطبقة الخارجية لشاردتي الكلور و الصوديوم و 7 إلكترونات بالنسبة للكلور و 1 إلكترون بالنسبة للصوديوم .

ــ ذرة الكلور اكتسبت 1 إلكترون لتتحول إلى شاردة كلور ذات 8 إلكترونات في الطبقة الخارجية .

ــ ذرة الصوديوم فقدت 1 إلكترون لتتحول إلى شاردة صوديوم ذات 8 إلكترونات في الطبقة الخارجية .

نتيجة :

1ــ الغازات النبيلة خاملة كيميائيا لأن الطبقة الخارجية لذراتها مشبعة :

ــ 2 إلكترون (ثنائية إلكترونية) بالنسبة لذرة الهيليوم .

ــ 8 إلكترون (ثمانية إلكترونية) بالنسبة الأرغون ، النيون ، الكريبتون و الكزينون .

2ــ تسعى كل ذرة أثناء تحول كيميائي لتحصل على مدار أخير مستقر حسب قاعدة الثمانية أو الثنائية الإلكترونية .

1ــ قاعدة الثنائية الإلكترونية (لويس 1913) :

إذا كان لذرة ($1 \leq Z \leq 5$) فإنها تسعى أثناء تحول كيميائي لفقد إلكترونات مدارها الأخير (L) وهي (1 أو 2 أو 3 إلكترونات) لتتحول إلى شاردة موجبة سعيا بذلك لاكتساب التركيب الإلكتروني لذرة الغاز الخامل الأقرب إليها وهو الهيليوم الذي مداره الأخير K مشبع بإلكترونين (2) .

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

ملاحظة : إن ذرة الهيدروجين في موقع خاص في الجدول الدوري ، إذ فقدانه لإلكترون يحولها إلى بروتون لا يمكنه التواجد حر ، لذا لا نجد شاردته إلا و هي متحدة مع جزيء الماء (H_2O) ليكون معه شاردة (H_3O^+) أو مع النشادر (NH_3) ليكون شاردة NH_4^+ .

الأمثلـــة : ثنائيات إلكترونية

$$_3L\ [K^2L^1] \rightarrow 1e^- + Li^+\ [K^2] \Rightarrow He\ [K^2]$$
$$_4Be\ [K^2L^2] \rightarrow 2e^- + Be^{2+}\ [K^2] \Rightarrow He\ [K^2]$$
$$_5B\ [K^2L^3] \rightarrow 3e^- + B^{3+}\ [K^2] \Rightarrow He\ [K^2]$$

2ـ قاعدة الثمانية الإلكترونية

كل ذرة تسعى ليكون في مدارها الأخير (8 إلكترونات) على شكل أربعة أزواج مثل أقرب غاز خامل لها و ذلك بإكتساب الإلكترونات أو فقدها :

الحالة الأولى : إذا كان في المدار الأخير للذرة 1 أو 2 أو 3 إلكترونات ، فتسعى الذرة لفقدها لتبقى بمدارها الأسفل المشبع بـــ 8 إلكترونات .

الأمثلة : ثمانيات إلكترونية

$$_{11}Na\ [K^2L^8M^1] \rightarrow 1e^- + Na^+\ [K^2L^8] \Rightarrow Ne\ [K^2L^8]$$
$$_{12}Mg\ [K^2L^8M^2] \rightarrow 2e^- + Mg^{2+}\ [K^2L^8] \Rightarrow Ne\ [K^2L^8]$$
$$_{13}Al\ [K^2L^8M^3] \rightarrow 3e^- + Al^{3+}\ [K^2L^8] \Rightarrow Ne\ [K^2L^8]$$

الحالة الثانية : إذا كان في المدار الأخير لذرة 5 أو 6 أو7 إلكترونات ، فتسعى الذرة لاكتساب 3 أو 2 أو 1 ليصبح مدارها الأخير مشبعا بـــ 8 إلكترونات .

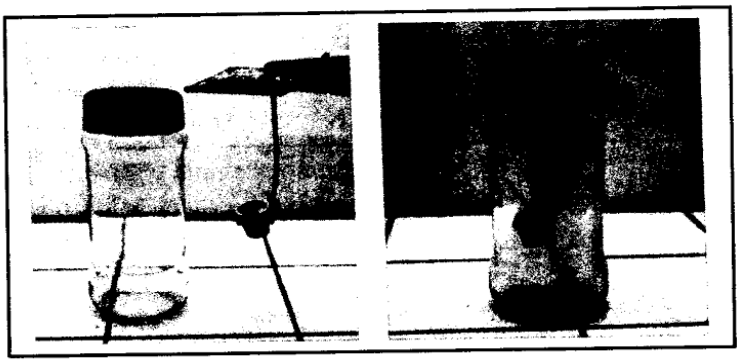
أمثلة : ثمانيات إلكترونية

$$_7N\ [K^2L^5] + 3e^- \rightarrow N^{3-}\ [K^2L^8] \Rightarrow Ne\ [K^2L^8]$$
$$_8O\ [K^2L^6] + 2e^- \rightarrow O^{2-}\ [K^2L^8] \Rightarrow Ne\ [K^2L^8]$$
$$_9F\ [K^2L^7] + 1e^- \rightarrow F^-\ [K^2L^8] \Rightarrow Ne\ [K^2L^8]$$

ـ كيف تتشكل الشوارد

تجربـــة :

ـ خذ قطعة من الصوديوم في بوتقة مسخنة لدرجة حرارة مرتفعة ، ادخلها في قارورة مملوءة بغاز الكلور.
ـ ماذا تلاحظ ؟ ماذا تستنتج ؟



الملاحظة : حدوث اشتعال ، و تشكل بلورات بيضاء يمكن التعرف عليها على أنها ملح كلور الصوديوم .

التفسير

ـ ذرة الصوديوم Na ذات التركيب الإلكتروني $K^2\ L^8\ M^1$ تفقد إلكترون من طبقتها الخارجية و تتحول إلى شاردة الصوديوم Na^+ أحادية الذرة ذات التركيب الإلكتروني $K^2\ L^8$ المماثل للتركيب الإلكتروني لذرة النيون .

ـ ذرة الكلور Cl ذات التركيب الإلكتروني $K^2\ L^8\ M^7$ تكتسب إلكترون في طبقتها الخارجية و تتحول إلى شاردة الكلور Cl^- أحادية الذرة ذات التركيب الإلكتروني $K^2\ L^8\ M^8$ المماثل للتركيب الإلكتروني لذرة الأرغون .

نتيجة :

الشوارد أحادية الذرة هي ذرات فقدت أو اكتسبت إلكترونا أو أكثر من طبقتها الخارجية . و يكون ذلك موافقا لقاعدتي الثنائية و الثمانية الإلكترونية .

ملاحظة : من تجربة التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات النحاس حيث المسريين من البلاتين أو الفحم ، يمكن تحقيق مشاهدة تشكل ذرات النحاس Cu انطلاقا من شواردها Cu^{2+} (اختفاء اللون الأزرق من في وعاء التحليل).

التأيـــن

عملية تحول ذرة إلى شاردة تدعى التأين من العبارة اللاتينية (ion التي تعني شاردة) .

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

الشوارد :

ـ الشوارد هي ذرات فقدت أو اكتسبت إلكترونا أو أكثر . عملية تحول ذرة إلى شاردة تدعى التأين .

ـ عند تحول ذرة إلى شارة بفقدان عدد n من الإلكترونات نرمز لها برمز الذرة مرفوقة بإشارة (n+) على اليمين ، في وضع الأس أي : X^{n+} .

ـ عند تحول ذرة إلى شاردة باكتساب عدد n من الإلكترونات نرمز لها برمز الذرة مرفوقة بإشارة (n−) على اليمين ، في وضع الأس أي : X^{n-} .

و ننمذج هذا التحول بالمعادلة الكيميائية الآتية :

حالة الفقد : $X \rightarrow ne^- + X^{n+}$ ، **حالة الإكتساب :** $X + ne^- \rightarrow Xn-$

مثـــال : $Al \rightarrow 3e^- + Al^{3+}$, $Mg \rightarrow 2e^- + Mg^{2+}$, $Na \rightarrow e^- + Na^+$

$O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$, $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

ـ نقول عن الشاردة أنها تحمل شحنة أو شحنتين أو ثلاث نسبة لقيمة شحنة الإلكترون التي نعتمدها كوحدة .

و نعلم في دراستنا للشحنة الكهربائية أن وحدة الشحنة الكهربائية هي الكولوم (Coulomb) ونرمزلها بالحرف C :

- الشحنة الكهربائية بالكولوم لشاردة تحمل الإشارة n^+ هي : $+ n . 1,6. 10^{-19}$ C
- الشحنة الكهربائية بالكولوم لشاردة تحمل الإشارة n^- هي : $- n . 1,6. 10^{-19}$ C

مفهـــوم الكاتيون و الأنيون :

ـ نسمي الشاردة الموجبة **كاتيون** نسبة لتوجهها نحو مهبط وعاء التحليل (cathode) خلال عملية التحليل الكهربائي للمحاليل

ـ نسمي الشاردة السالبة **أنيون** نسبة لتوجهها نحو مصعد وعاء التحليل (anode) .

نستنتج مما سبق أن التحولات الكيميائية لا تأثير لها على نواة الذرة بل تمس فقط إلكترونات طبقتها الخارجية و منه يمكن تمثيل كل شاردة عنصر كيميائي بالرمز التالي : $_zX^{n+-}$ أين :

X : اسم العنصر ، A : عدده الكتلي ، Z : رقمه الذري و n : عدد شحنات الشاردة .

مثـــال : شاردة الألومنيوم Al : $_{13}Al^{3+}$ ، **شاردة الأكسجين :** $_8O^{2-}$

الشوارد متعددة الذرات

جدول لبعض الشوارد متعددة الذرات

شوارد	شوارد موجبة A^{n+}		شوارد سالبة B^{n-}	
عدد شحنها	الرمز	الإسم	الرمز	الإسم
شوارد أحادية الشحنة	H_3O^+	هيدرونيوم	OH^-	هيدروكسيد
	NH_4^+	آمونيوم	NO_3^-	النترات
شوارد ثنائية الشحنة			CO_3^{2-}	كاربونات
			SO_4^{2-}	كبريتات
شوارد ثلاثية الشحنة			PO_4^{3-}	فوصفات

كيف تتشكل الجزيئات

ـ ما عدا الغازات الخاملة ، فإن الذرات الأخرى لا تبقى معزولة بل ترتبط مع بعضها البعض لتشكل جزيئات الأنواع الكيميائية .

ـ أثناء تشكيل الجزيئ ، تسعى كل ذرة لتحصل على طبقة أخيرة مشبعة حسب قاعدة الثمانية أو الثنائية الالكترونية فترتبط فيما بينها بطريقتين :

أ ـ انتقال إلكترونات من ذرة لتكتسبها الذرة الأخرى لتتشكل شاردين متعاكستين في الإشارة و يتم الترابط بتجاذب كهربائي بينهما و نسمي هذا النوع من الروابط **بالرابطة الشاردية** .

ب ـ تشترك كل ذرة بعدد معين من إلكترونات الطبقة الخارجية مع ذرة أخرى مثلها أو غيرها و يتم الترابط و نسمي هذا النوع من الروابط **بالروابط التكافئية** .

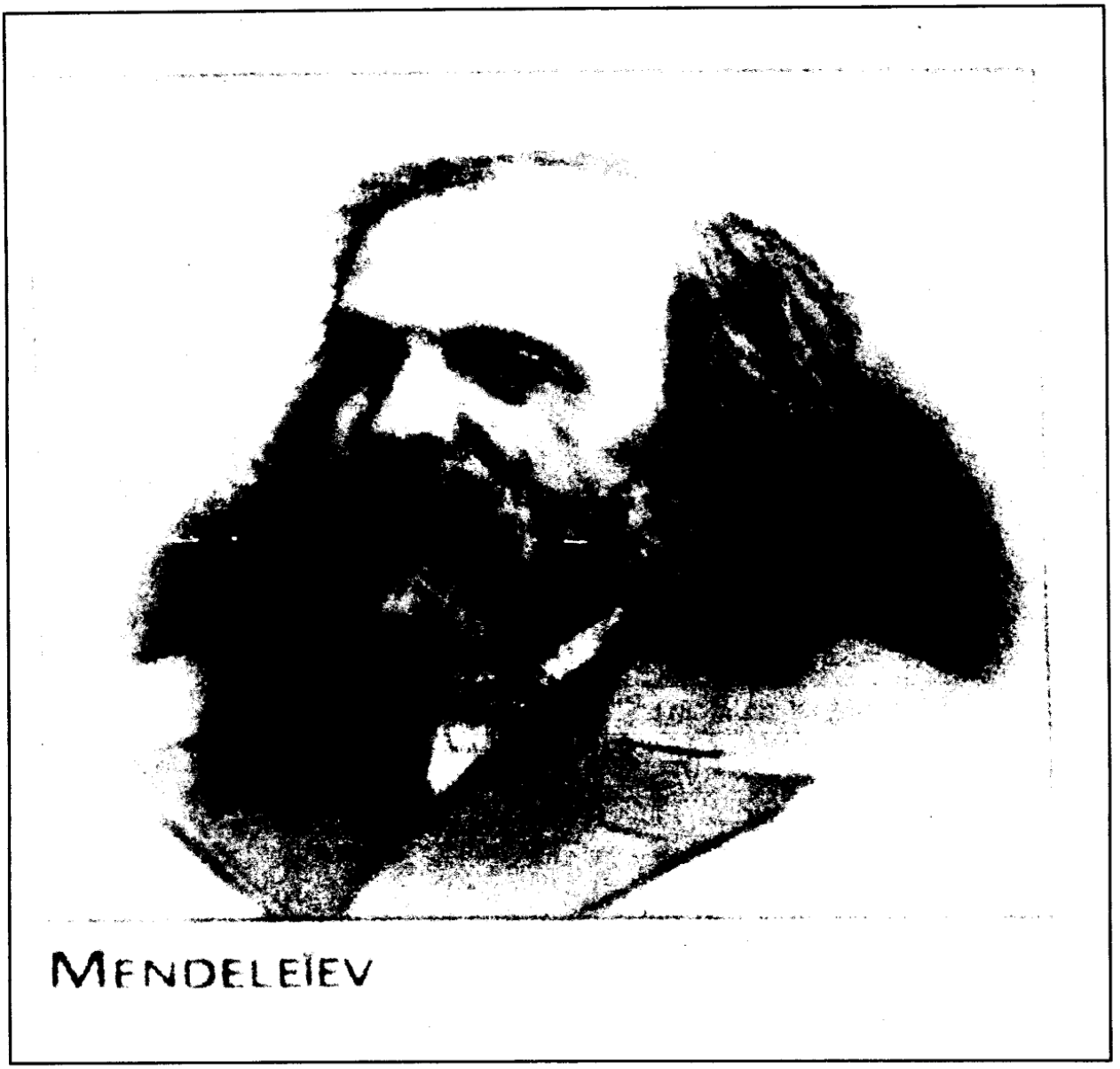
الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

الجدول الدوري للعناصر

الأهـــداف :

- التعرف على العائلات الكيميائية
- باستعمال ترتيب العناصر في الجدول :
  - أ ـ معرفة كيفية إيجاد شحنة الشوارد البسيطة .
  - ب ـ عدد الروابط التي تستطيع تشكيلها عناصر عائلات عمود : الكاربون ، الأوكسجين ، الآزوت و الفلور .
- التعرف على : عائلة القلائيات ، عائلة الهالوجينات و عائلة الغازات النبيلة .



الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

نبذة تاريخية

ـ منذ القدم ، اهتم كثير من العلماء بدراسة العناصر الكيميائية الطبيعية في محاولة يائسة للتحكم في تحولاتها . و كان الكثير منهم يبحث عن وسيلة تحويل بعض المعادن مثل النحاس إلى الذهب لم يفلحوا طبعا في هذه العملية و لكن محاولاتهم وتجاربهم أدت إلى نتائج كبيرة إذ استطاع البعض منهم اكتشاف عدة عناصر وتحديد بعض خصائصها الفيزيائية .

ـ في نهاية القرن 14 ، كان عدد العناصر المعروفة يقارب 30 عنصرا .

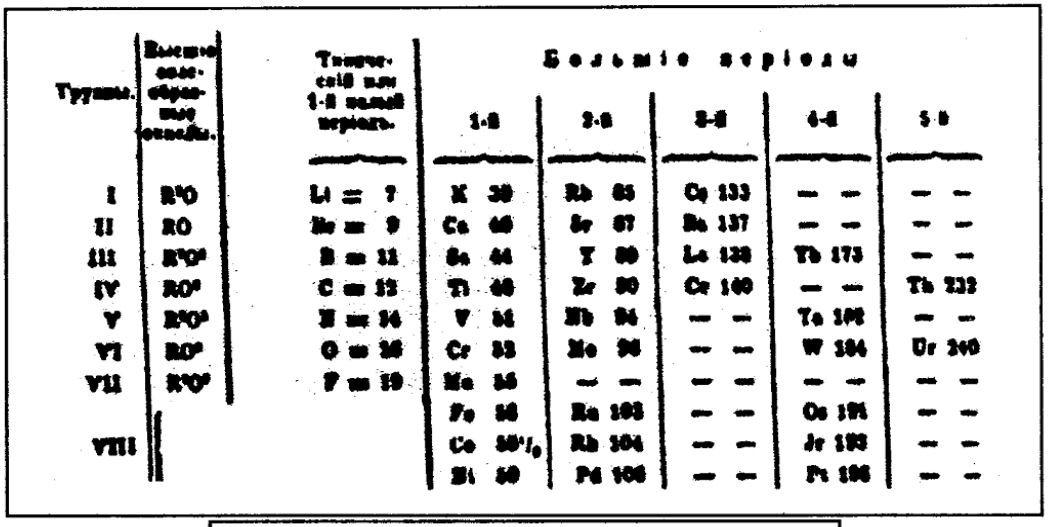
ـ في نفس الفترة تكاثرت الدراسات و تسارعت الإكتشافات و أصبح عدد العناصر المعروفة 63 عنصرا في عام 1869 . خلال هذه الدراسات و مع تكاثر عدد العناصر بدأت تظهر بعض الصفات المشتركة بين هذه العناصر وتشابه بعض خصائصها الفيزيائية والكيميائية و أصبح الكل في حاجة لوسيلة أو طريقة يتفق عليها تصنف بها العناصر وفق خصائصها . وحاول الكثير منهم اقتراح تصنيفا للعناصر و لكنها كانت جزئية و غير شاملة مثل : دوبراينر (1817 Dobereiner) ، شانكورتوا (1862 .Chancourtois) و ماير (Mayer . 1869) وغيرهم ...

ـ العلماء الذين لاحظو الصفات المشتركة بين بعض هذه العناصر و تشابه بعض خصائصها الفيزيائية والكيميائية حاولوا ترتيبها إلى عائلات منها :
ـ الكلور ، البروم و اليود (عائلة الهالوجينات).
ـ الليثيوم ، الصوديوم و البوتاسيوم (عائلة القلويات).

ـ انطلاقا من هذه العائلات ، قام العالم الروسي مندلييف (Mendeleiev . 1834 -1907) بدراسة دقيقة للخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر المعروفة و المركبات التي تشكلها مع الأوكسجين و الهيدروجين .
لاحظ مندليف بعد أن رتب هذه الناصر ترتيبا تصاعديا و وفق كتلها الذرية ، ظهور تقدم منتظم في خواصها و بشكل دوري . و على هذا الأساس رتب العالم مندلييف العناصر الكيميائية في جدول سمي بالجدول الدوري لمندلييف . ما أتى به جدول ترتيب العناصر لمندلييف :

- تركه خانات فارغة لعناصر لم تعرف بعد مع التنبؤ بخصائصها و التي اكتشفت بعد ذلك و كانت تتميز فعلا بتلك الخصائص .
- هذا الترتيب فرض تغيير في كتل بعض العناصر و التي كانت معروفة . (مثل عنصر البريليوم).

ـ و في سنة 1894 اكتشف العالم رامساي (RAMSAY) الغازات النادرة مضيفا بذلك عمود جديد لعائلة كيميائية لجدول مندلييف ليكتمل بشكل أكثر تنسيق .
ـ ذلك ما جعل من جدول مندليف الجدول المعتمد لترتيب العناصر الكيميائية من طرف الجميع و هو الجدول المستعمل حاليا مع تعديلات و إضافات جاءت بها الإكتشافات الجديدة و النظريات المعاصرة .



Typus.	Eisenoxyd-ähnliche Oxyde.	Typus.	Gruppe I	Gruppe II	Gruppe III	Gruppe IV	Gruppe V	Gruppe VI	Gruppe VII	Gruppe VIII
I	R^2O	1-2	H = 1							
II	RO	2-3	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
III	R^2O^3	3-4	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,4	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
IV	RO^2	4-5	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
V	R^2O^5	5-6	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
VI	RO^3	6-7	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
VII	R^2O^7	7-8	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
VIII		8-9	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	
		9-10	—	—	—	—	—	—	—	
		10-11	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
		11-12	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
		12-13	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	

ترتيب العناصر في الجدول الدوري لمندلييف 1869

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

ــ و بظهور النظرية الذرية للمادة و اكتشاف مكونات الذرة وجد أن الجدول الدوري المعتمد متطابق تماما مع هذه النظرية إذ أن رقم أوضاع العناصر يتوافق تماما مع عدد إلكترونات ذرتها .

ــ الجدول الدوري الحالي مبني على أساس التركيب الإلكتروني لذرات مختلف العناصر .

بناء الجدول الدوري للعناصر :

ــ نعطي فيما يلي 18 عنصرا كيميائيا :

الهيدروجين H	الفلور F	الكلور Cl	الكربون C	البور B	البريليوم Be	الآزوت N	الأرغون Ar	الألومنيوم Al
$_{1}^{1}H$	$_{9}^{19}F$	$_{17}^{35}Cl$	$_{6}^{12}C$	$_{5}^{11}B$	$_{4}^{9}Be$	$_{7}^{14}N$	$_{18}^{40}Ar$	$_{13}^{27}Al$
الكبريت S	الصوديوم Na	السيليسيوم Si	الفوسفور P	الأوكسيجين O	النيون Ne	المغنيزيوم Mg	الليثيوم Li	الهيليوم He
$_{16}^{32}S$	$_{11}^{23}Na$	$_{14}^{28}Si$	$_{15}^{31}P$	$_{8}^{16}O$	$_{10}^{20}Ne$	$_{12}^{24}Mg$	$_{3}^{7}Li$	$_{2}^{4}He$

1ــ رتبها في جدول أسطره وفق رقمها الذري Z تصاعديا و أعمدته وفق عدد طبقاتها.
2ــ اعط التركيب الإلكتروني لكل منها .

رقم العمود / رقم السطر	1	2		3	4	5	6	7	8
1	$_{1}^{1}H$ K^1								$_{2}^{4}He$ K^2
2	$_{3}^{7}Li$ K^2L^1	$_{4}^{9}Be$ K^2L^2	.....	$_{5}^{11}B$ K^2L^3	$_{6}^{12}C$ K^2L^4	$_{7}^{14}N$ K^2L^5	$_{8}^{16}O$ K^2L^6	$_{9}^{19}F$ K^2L^7	$_{10}^{20}Ne$ K^2L^8
3	$_{11}^{23}Na$ $K^2L^8M^1$	$_{12}^{24}Mg$ $K^2L^8M^2$	.....	$_{13}^{27}Al$ KLM^3	$_{14}^{28}Si$ $K^2L^8M^4$	$_{15}^{31}P$ $K^2L^8M^5$	$_{16}^{32}S$ $K^2L^8M^6$	$_{17}^{35}Cl$ $K^2L^8M^7$	$_{18}^{40}Ar$ $K^2L^8M^8$

ــ ماذا تلاحظ ؟ لماذا سمي هذا الجدول بالجدول الدوري للعناصر ؟ فيما تتشابه عناصر كل عمود ؟ علل .
ــ نلاحظ أن السطر الأول يحتوي على عنصرين هما الهيدروجين و الهيليوم و لكل منهما طبقة واحدة .
ــ السطر الثاني و الثالث يحتوي كل منهما على 8 عناصر و ينتهي السطر عندما تصبح الطبقة الأخيرة لذرة العنصر مشبعة بثمانية إلكترونات .
ــ عندما نملأ السطر الأول نقول أننا أنجزنا الدورة الأولى يليها السطر الثاني أي الدورة الثانية و منه ندعو كل سطر بدور و على هذا الأساس سمي الجدول بالجدول الدوري للعناصر . ومنه نستنتج :

عناصر الدور الواحد لها نفس عدد الطبقات و هذا العدد يوافق رقم الدور (السطر).

ــ نلاحظ أيضا أن العناصر الموجودة في نفس العمود تحتوي طبقاتها الخارجية على نفس العدد من الإلكترونات فعناصر العمود الأول يكون بطبقتها الخارجية إلكترون واحد ، و عناصر العمود الثاني يكون بطبقتها الخارجية 2 إلكترون ، .....و عناصر العمود الثامن يكون بطبقتها الخارجية 8 إلكترون . و منه نستنتج :

عناصر العمود الواحد لها نفس عدد الإلكترونات في طبقاتها الخارجية و هذا العدد يوافق رقم العمود .

نتيجة :

يعتمد ترتيب العناصر الكيميائية في الجدول الدوري على التركيب الإلكتروني في طبقاتها وفق الرقم الذري التصاعدي .
يوافق رقم السطر في الجدول ، عدد طبقات ذراته أي أن السطر في الجدول لا يحتوي إلا العناصر التي لها نفس عدد الطبقات.
و يحتوي العمود الواحد في الجدول العناصر التي لها نفس عدد الإلكترونات في طبقتها الخارجية .
توجد العناصر الكيميائية ذات المشبعة كلها في العمود الثامن و هو الأخير في الجدول الدوري للعناصر .

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

الجدول الدوري البسيط :

يتشكل الجدول الدوري البسيط في صيغته البسيطة من 8 أعمدة و7 سطور . ترقم عادة الأعمدة من 1 إلى 8 والسطور بالأرقام من 1 إلى 7 . نعطي فيما يلي شكل الجدول الدوري البسيط بالإكتفاء بالسطور الثلاثة الأولى :

رقم العمود / رقم السطر	1	2		3	4	5	6	7	8
1	$_{1}^{1}H$ K^1								$_{2}^{4}He$ K^2
2	$_{3}^{7}Li$ K^2L^1	$_{4}^{9}Be$ K^2L^2	.....	$_{5}^{11}B$ K^2L^3	$_{6}^{12}C$ K^2L^4	$_{7}^{14}N$ K^2L^5	$_{8}^{16}O$ K^2L^6	$_{9}^{19}F$ K^2L^7	$_{10}^{20}Ne$ K^2L^8
3	$_{11}^{23}Na$ $K^2L^8M^1$	$_{12}^{24}Mg$ $K^2L^8M^2$	.....	$_{13}^{27}Al$ KLM^3	$_{14}^{28}Si$ $K^2L^8M^4$	$_{15}^{31}P$ $K^2L^8M^5$	$_{16}^{32}S$ $K^2L^8M^6$	$_{17}^{35}Cl$ $K^2L^8M^7$	$_{18}^{40}Ar$ $K^2L^8M^8$

ــ قارن هذا الجدول بالجدول الدوري العام المستعمل حاليا

في الجدول الدوري العام ، نجد أن هناك مجموعة من العناصر تحتل مواقعها بين العمودين الثاني و الثالث في الجدول الدوري البسيط السابق و هي موزعة على 10 أعمدة حيث يصبح رقم العمود الثالث السابق هو 13 ثم رقم العمود الرابع السابق هو 14 ..... و هكذا حتى العمود رقم 8 أين يصبح 18 .

رقم العمود / رقم السطر	1	2	3 12	13	14	15	16	17	18
1	$_{1}^{1}H$ K^1								$_{2}^{4}He$ K^2
2	$_{3}^{7}Li$ K^2L^1	$_{4}^{9}Be$ K^2L^2	.....	$_{5}^{11}B$ K^2L^3	$_{6}^{12}C$ K^2L^4	$_{7}^{14}N$ K^2L^5	$_{8}^{16}O$ K^2L^6	$_{9}^{19}F$ K^2L^7	$_{10}^{20}Ne$ K^2L^8
3	$_{11}^{23}Na$ $K^2L^8M^1$	$_{12}^{24}Mg$ $K^2L^8M^2$	.....	$_{13}^{27}Al$ KLM^3	$_{14}^{28}Si$ $K^2L^8M^4$	$_{15}^{31}P$ $K^2L^8M^5$	$_{16}^{32}S$ $K^2L^8M^6$	$_{17}^{35}Cl$ $K^2L^8M^7$	$_{18}^{40}Ar$ $K^2L^8M^8$

كيف نحدد موقع العنصر في الجدول الدوري ؟

رقم السطر يمثل عدد الطبقات في التركيب الإلكتروني و رقم العمود يمثل عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية .

مثـــال ــ1 :

أوجد موقع عنصر الأكسجين في الجدول الدوري للعناصر علما أن رمزه هو $_{8}^{16}O$

الحـــل ــ1 :

أ ــ التركيب الإلكتروني في طبقات ذرة عنصر الأكسجين : بما أن $Z = 8$ فعدد إلكترونات الذرة المتعادلة يكون أيضا 8 فالتوزيع الإلكتروني يكون إذن : $K^2\ L^6$

أي أن هذا العنصر يحتوي على طبقتين ، فهو ينتمي إلى السطر 2 .

و بما أن عدد إلكتروناته في الطبقة الأخيرة 6 فهو ينتمي إلى العمود السادس 6 أو العمود 16 .

مثـــال ــ2 :

أوجد موقع عنصر المغنيزيوم في الجدول الدوري للعناصر علما أن رمزه هو $_{12}^{24}Mg$

الحـــل ــ2 :

بما أن $Z = 12$ يكون التوزيع في المدارات $K^2\ L^8\ M^2$. لهذا العنصر 3 مدارات فهو ينتمي إلى السطر 3 و بمداره الأخير M إلكترونين فهو يوجد في العمود 2 .

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

استغلال ترتيب العناصر في الجدول الدوري

1) العائلة الكيميائية : هي مجموعة عناصر العمود الواحد في الجدول الدوري .

بعض العائلات الكيميائية :

أ ــ عائلات القلائيات (Alcalins) :

تتشكل عائلة القلائيات من عناصر العمود الأول التي تتميز بإلكترون واحد على مدارها الأخير . وهي معادن تنقل الكهرباء والحرارة . تتحول بسهولة كبيرة إلى شاردة موجبة بتحرير أوفقدان إلكترونها الأخير . وتتفاعل بشدة مع الماء و ثنائي الأكسجين والرطوبة الجوية لذا فهي لا تتواجد حرة في الطبيعة على شكلها المعدني بل توجد على شكل شوارد .
نذكر منها العنصرين Li و الصوديوم Na .

ب ــ عائلة القلائيات الترابية :

هي عناصر العمود الثاني ، في مدارها الأخير إلكترونين . نذكرمنها البيريليوم (Be) و المغنيزيوم (Mg) .
لها صفات جد متشابهة منها الناقلية الكهربائية والصفة المعدنية والناقلية الحرارية .

جـ ــ عائلة العناصر الترابية :

هي عناصر العمود الثالث في مدارها الأخير 3 إلكترونات . منها الألومنيوم Al و البور B .... لها صفات متشابهة .

د ــ عائلة الهالوجينات : (Halo) : ملح و (gène) : مولد)

تشكل عناصر العمود السابع عائلة الهالوجينات التي تتميز بمدار أخير به 7 إلكترونات منها (F و Cl ...)
تكون في حالتها العادية على شكل جزيئات ثنائية الذرة F_2 و Cl_2 تتفاعل مع كثير من المعادن منها الحديد و النحاس ...
يمكن لهذه العناصر أن تكتسب بسهولة إلكترونا واحدا في مدارها الأخير وتصبح شاردة سالبة أحادية الشحنة مثل ... F^- , Cl^-

هـ ــ عائلة الغازات النبيلة :

ــ تشكل عناصر العمود الأخير (الثامن) للجدول الدوري عائلة الغازات النبيلة (النادرة ، الخاملة) .
ــ تسمى بالنادرة لندرتها في الطبيعة و بالخاملة لقلة نشاطها و هذا راجع لتشبع مدارها الأخير ذلك ما يجعلها لا تتفاعل مع أي عنصر أي أنها خاملة كيميائيا .
ــ يحتوي المدار الأخير لهذه الغازات 8 إلكترونات (أي أن لها بنية الكترونية ثمانية) ما عدا عنصر الهيليوم الذي مداره الأخير والوحيد يحتوي إلكترونين .
ــ كل ذرات هذه العائلة تكون في حالتها الطبيعية أحادية الذرة .

نتيجة :

ــ التأثيرات الكيميائية بين الذرات لا تتدخل فيها إلا إلكترونات الطبقة الأخيرة لذرة العنصر الكيميائي .
ــ ذرات عناصر نفس العائلة الكيميائية لها نفس عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية ، إذن :
عناصر نفس العائلة الكيميائية تمتاز بخصائص كيميائية متشابهة و متقاربة .

2) توقع صيغة الجزيئات و شحنة الشوارد

ــ موقع العنصر في الجدول الدوري يسمح بمعرفة عدد الإلكترونات في الطبقة الخارجية لذرته .
ــ تطبيق قاعدة الثنائية و الثمانية تسمح بتحديد :
ــ عدد الروابط التي يمكن للذرة الإشتراك بها عند الإرتباط بالذرات الأخرى .
ــ رقم شحنة الشاردة التي تعطيها الذرة .

مثـــال :

ما هي الجزيئة التي يمكن تشكيلها انطلاقا من العنصرين : الآزوت و الهيدروجين ؟

الحـــل :

ــ ذرة الآزوت تنتمي للعمود 15 من الجدول الدوري ، لها 5 إلكترونات خارجية . لتحقيق قاعدة الثمانية ، لتصبح لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها و هو النيون ، تشترك بـــ 3 روابط تكافئية .
ــ ذرة الهيدروجين تنتمي للعمود 1 من الجدول الدوري ، لها إلكترون واحد خارجي . لتحقيق قاعدة الثنائية ، لتصبح لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها و هو الهيليوم ، تشترك برابطة تكافئية واحدة .
إذن الجزيئة المتشكلة صيغتها : NH_3

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

توقع صيغة جزيئية لنوع كيميائي

المعادن الصوديوم (Na) و الكالسيوم (Ca) تحترق في أكسيجين الهواء لتنتج أكاسيد المعدن .
ما هي صيغ هذه الأكاسيد ؟ برر إجابتك ؟

ـــ ذرة الكالسيوم (Ca) تنتمي للعمود 2 من الجدول الدوري ، لها 2 إلكترونات خارجية . لتحقيق قاعدة الثمانية ، لتصبح لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها و هو الكريبتون ، تشترك بـــ 2 روابط تكافئية .
ـــ ذرة الأوكسجين تنتمي للعمود 16 من الجدول الدوري ، لها 6 إلكترونات خارجية. لتحقيق قاعدة الثمانية ، لتصبح لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها و هو النيون ، تشترك بـــ 2 روابط تكافئية.
إذن الجزيئة المتشكلة المتوقعة صيغتها : CaO

ـــ ذرة الصوديوم (Na) تنتمي للعمود 1 من الجدول الدوري ، لها 1 إلكترون خارجي . لتحقيق قاعدة الثمانية ، لتصبح لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها و هو الأرغون ، تشترك برابطة تكافئية واحدة.
ـــ ذرة الأوكسجين تنتمي للعمود 16 من الجدول الدوري ، لها 6 إلكترونات خارجية. لتحقيق قاعدة الثمانية ، لتصبح لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل لها و هو النيون ، تشترك بـــ 2 روابط تكافئية.
إذن الجزيئة المتشكلة المتوقعة صيغتها : Na_2O

كهرسلبية عنصر كيميائي :

رأينا في الفقرة السابقة أن الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر الكيميائية تتعلق مباشرة بعدد إلكتروناتها في الطبقة الأخيرة لكل ذرة . وأن العناصر تصنف في عائلات كيميائية متشابهة الخصائص لكون طبقتها الأخيرة تحتوي نفس عدد الإلكترونات . وأن عناصر العمود الأول تتحول بسهولة كبيرة إلى شوارد موجبة الشحنة بفقدان إلكترون طبقتها الأخيرة و بالعكس عناصر العمود السابع تميل لاكتساب إلكترونا لتصبح شوارد سالبة الشحنة .
يمكن متابعة هذا التحليل للعناصر الأخرى لنجد أن العناصر هذه تتفاعل فيما بينها بواسطة إلكتروناتها الموجودة على الطبقة الخارجية بحيث تحاول كل منها أن تتحصل على تشبع طبقتها الخارجية .

ـــ هل فقدان أو اكتساب إلكترون الطبقة الخارجية يكون بنفس السهولة للعناصر نفس العائلة أم هناك تفاوت ؟ و بين عناصر عائلتين مختلفتين ؟

ـــ نقدر ميول اكتساب عنصر كميائي للإلكترونات من عنصر كيميائي آخر بمقدار يدعى الكهروسلبية . فنقول عن الذرة التي تلتقط الإلكترون من الذرة الأخرى أنها الأكثر كهروسلبية .
ـــ نقدر ميول فقدان عنصر كميائي للإلكترونات بمقدار يدعى الكهروجابية .

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

الجدول الدوري للعناصر . تجارب (TP)

الجدول الدوري

اصنع جدولا يحتوة 8 أعمدة و 3 أسطر من $Z = 1$ إلى $Z = 18$. ثم رتب فيه العناصر حسب رقمها الذري التصاعدي مع وضع العناصر التي لها نفس عدد الطبقات في نفس السطر و بتخصيص العمود الأخير للعناصر ذات الطبقات المشبعة . ماذا تلاحظ ؟ لماذا سمي هذا الجدول بالجدول الدوري للعناصر ؟ فيما تتشابه عناصر كل عمود ؟ علل .

ـ استنتج باكمال العبارات التالية :

يعتمد ترتيب ... الكيميائية في الجدول الدوري على ... الأكتروني في ... وفق الرقم الذري التصاعدي .
يوافق رقم... في الجدول ، عدد ... ذراته أي أن السطر في الجدول لا يحتوي إلا ... التي لها ... ... المدارات.
و يحتوي الواحد في الجدول العناصر التي لها ... عدد الإلكترونات في مدارها ...
توجد العناصر الكيميائية ذات المدارات ... كلها في العمود ... و هو الأخير في ...

3ـ اعتمادا على الترتيب السابق أكمل الجدول التالي :

Z →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
الذرة	عدد الإلكترونات في الطبقة الأخيرة																	
	1	2	1	2	....	...	....	6	...	..	..	2	..	...	.	..	8	
H	K^1																	
He	K^1	K^2																
Li	K^1	K^2	L_1															
Be				L^2														
B	K^1	K^2	L_1		L^3													
C						L^4												
N	K^1				L^3	L^4	L^5											
O								L^6										
F	K^1				L^3			L^6	L^7									
Ne	K^1				L^3			L^6	L^7	L^8								
Na											M^1							
Mg					L^3			L^6		L^8	M^1	M^2						
Al					L^3	L^4		L^6		L^8	M^1		M^3					
Si														M^4				
P		K^2	L_1		L^3	L^4		L^6			M^1		M^3	M^4	M^5			
S																M^6		
Cl						L^4		L^6	L^7	L^8	M^1			M^4		M^6	M^7	
Ar	K^1	K^2	L^1		L^3	L^4		L^6	L^7	L^8	M^1			M^4		M^6	M^7	M^8
الطبقات →	K	K	L	L	L	L	L	L	L	L	M	M	M	M	M	M	M	M

الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/

حصري من إنجاز الأستاذ: ج.لطفي
Lotphilosophie

خصائص عناصر عائلة الهالوجينات

أ ــ انحلال الهالوجينات :

• انحلال الهالوجينات في الماء :

انحلال ثنائي الكلور Cl_2 ، ثنائي اليود I_2 ، ثنائي البروم Br_2 في الماء ضعيف و محلوله الناتج هو ماء ثنائي الهالوجين .

ــ خذ ثلاثة أنابيب إختبار و ضع في كل واحد منها على الترتيب حجما من المحاليل الهالوجينية السابقة .

• انحلال الهالوجينات في حلقي الهكسان

ــ خذ أنبوب إختبار رابع وضع فيه حوالي 2 mL من الماء المقطر

ــ ضف له حوالي 2 mL من حلقي الهكسان ماذا تلاحظ ؟

رج الأنبوب واتركه يهدء ماذا تلاحظ ؟

ــ بعد أن تحصي الألوان في الأنابيب الثلاثة ضف إلى كل أنبوب بدون تحريك حوالي 0,5 mL من حلقي الهكسان ماذا تلاحظ ؟

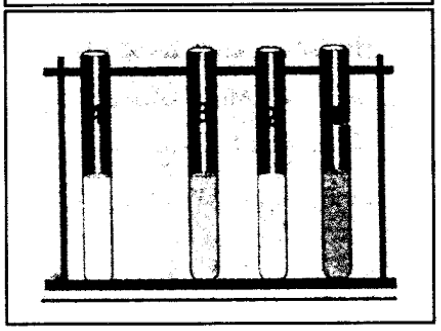
ما هو عدد الأطوار التي يحتويها كل أنبوب (عدد طبقات السوائل) .

عرف كلا منها .

ــ أغلق كل أنبوب بسدادة ثم حرك ودع المزيج يركد .

ــ عين لون لون كل أنبوب عندئذ . ماذا تستنتج من نتائج الأنابيب الأربعة ؟

ــ ما هي الظاهرة التي نحصل عليها ؟ كيف تسمى هذه العملية ؟



ب ــ تفاعل شوارد الفضة Ag^+ مع شوارد الهالوجينات :

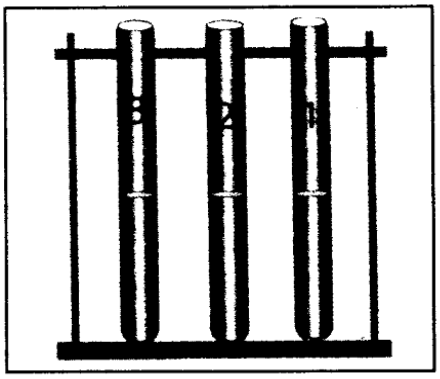
حضر ثلاثة أنابيب اختبار (1 ، 2 ، 3) و ضع في كل واحد منها حوالي 2 mL محلولا من المحاليل الآتية :

كلور البوتاسيوم $(K^+ + Cl^-)$ ، بروم البوتاسيوم $(K^+ + Br^-)$ ، يود البوتاسيوم $(K^+ + I^-)$.

ــ ضف إلى كل أنبوب قطرات من محلول نترات الفضة $(Ag^+ + NO_3^-)$. ماذا تلاحظ ؟

ــ احص الشوارد المتواجدة في كل محلول . ما هي الأنواع الكيميائية المتواجدة في كل أنبوب والتي تستطيع أن تتحد فيما بينها ؟ ــ استنتج صيغة هذه المواد المترسبة .

ــ عرض هذه المواد المترسبة إلى الضوء الأبيض الساطع (ضوء الشمس أو مصباح توهج) لبعض دقائق . ماذا تلاحظ ؟ أعط تطبيقا لهذه الظاهرة .



جـ ــ تفاعل شوارد الهالوجنيات مع محلول لفرق منغنات البوتاسيوم $(K^+ + MnO_4^-)$:

قارن بين لون محلول فوق برمنغنات البوتاسيوم و لون محلول بروم البوتاسيوم .

ــ ما هو النوع الكيميائي المسؤول عن اللون البنفسجي ؟

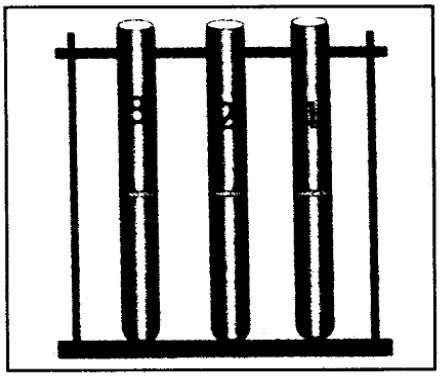
ــ حضر ثلاثة أنابيب (1 ، 2 ، 3) يحتوي كل منها حوالي 2 mL من أحد المحاليل المائية الهالوجينية الثلاثة على الترتيب :

$(K^+ + Cl^-)$ و $(K^+ + Br^-)$ $(K^+ + I^-)$ ، ضف في كل أنبوب على الترتيب : 0,5 mL من محلول محمض من برمنغنات البوتاسيوم . ماذا تلاحظ ؟

ــ انتظر حوالي خمس دقائق ثم ضف 0,5 mL من حلقي الهكسان في كل أنبوب و حرك بلطف بعد سدها .

ــ ماذا تلاحظ ؟ صف ملاحظاتك من أجل كل محلول : أثناء إضافة $KMnO_4$ مع التحريك ، بعد إضافة C_6H_{12} والتحريك ، ثم الإبانة .

ــ استنتج طبيعة الناتج المتشكل انطلاقا من كل شوارد الهالوجينات .



الجديد و الحصري...زوروا موقعنا:
http://sites.google.com/site/lotphilosophie/