المملكة العربية السعودية

وزارة التربية والتعليم

وزارة التربية والتعليم

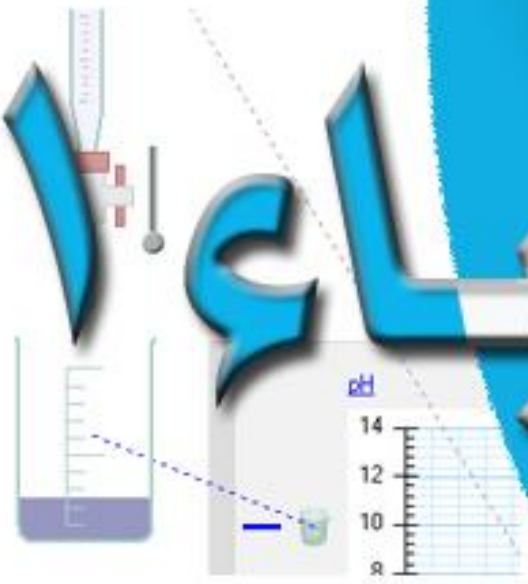
Ministry of Education

النظام المطور

إعداد

الأستاذ/ فهد محمود الطويرقي

كيمياء ١



مراحل علم الكيمياء

١. مصر القديمة : الصباغة ، ومواد التحنيط ، واستخراج الذهب والنحاس ، وصناعة الزجاج والعقاقير الطبية.
٢. الصينيون: كانت لهم محاولات لاكتشاف اكسير الحياه ، حجر الفلاسفة (١٤٠٠ م) واصبحت الكيمياء خرافة ووهما ادى الى تأخر علم الكيمياء .
٣. في القرن السابع عشر :وضع العالم بواخم بيخر نظرية الفلوجيستون (عنصر يساعد المادة على الاشتعال وقد يتحد معها مكوناً أكسيد المادة)
   - جورج شتال (كل مادة تتكون من رمال أو كلس ومادة أخرى قابلة للاشتعال هي الفلوجيستون)
   - اكتشف برستيلي ولافوازييه غاز الأكسجين
٤. في الستينات من القرن التاسع عشر بدأت المرحلة الذهبية للكيمياء

دور العلماء المسلمين في تطور علم الكيمياء

انتشرت حركة الترجمة والتعريب في عهد خالد بن يزيد مما ساعد على انتشار الكتب العلمية

وأصبحت الكيمياء على يد المسلمين علما له أصوله ومناهجه المستمدة من التجريب

أهم أعمال جابر بن حيان :

- مؤسس علم الكيمياء التجريبي
- أول من اكتشف حمض النيتريك والهيدروكلوريك وكربونات الصودا وكربونات الكالسيوم وماء الذهب
- أول كيميائي استخدم التحسينات على العمليات الكيميائية مثل التبخير والتصفية .
- من مؤلفاته : الأسرار – الخواص – رسالة الكيمياء ،..... وغيرها

الكيمياء في خدمة الانسان

اسهمت الكيمياء في توفير احتياجات الانسان في المجالات الآتية :

١ - مجال الصناعة : مثل الأصباغ – لدائن البلاستيك – لدائن الأكريل – لدائن البولي اثيلين – المطاط المنظفات – الزجاج

٢ - مجال الزراعة : صناعة الأسمدة ومبيدات الأعشاب ومبيدات الفطريات

٣ - مجال الدواء والعقاقير : صناعة المطهرات والمسكنات ومواد التخدير والمضادات الحيوية

٤ - مجال الكساء :صناعة السجاد والملابس.

٥ - مجال الغذاء :اكتشاف تركيب المواد الغذائية وفهم طبيعة جسم الانسان لتلافي الاصابة بالامراض والحفاظ على صحة الانسان.

خطوات البحث العلمي :

١ - الاحساس بالمشكلة

٢ - تحديد المشكلة

٣ - فرض الفروض

٤ - الاستقصاء (اختبار صحة الفروض)

٥ - الاستنتاج (ايجاد الحل الصحيح)

المـــــــــــــــادة :

كل شيء يشغل حيز من الفراغ وله ثقل (كتلة)

الخواص الفيزيائية :

هي الخصائص التي تصف الشكل الخارجي للمادة والتي يمكن إدراكها بالحواس. وتنقسم إلى :

١. خواص نوعية :هي خصائص تصف المادة اى تلك التي لا يمكن إعطاؤها قيمة رياضية (عددية) . مثل اللون والطعم والرائحة والبريق و تأثير المغناطيس .

٢. خواص كمية : هي خصائص يمكن قياسها وإعطاؤها قيمة رياضية محددة . مثل درجتي الغليان والتجمد والذوبانية والكثافة والكتلة والحجم والحرارة النوعية .

الخواص الكيميائية :

هي الخواص المتعلقة بالتركيب الداخلي للمادة وتؤثر في تفاعلاتها الكيميائية.

مثل :

الحموضة - القاعدية - الاحتراق - التأكسد - النشاط التفاعلي للمادة

التغيرات الفيزيائية :

هي التغيرات التي تطرأ على الشكل الخارجي للمادة بحيث تظل المادة محتفظة بهويتها خصائصها

مثل :

الانصهار والغليان والذوبان .....

التغيرات الكيميائية :

هي التغيرات التي تحدث في التركيب الداخلي للمادة وينتج عنها مواد جديدة تختلف في خواصها عن المواد الأولية

مثل :

تفاعل الفلزات مع الأحماض ، احتراق الخشب ، صدأ الحديد

حالات المادة :

١. الحالة الجامدة : يكون للمادة شكل وحجم محددان .

٢. الحالة السائلة : يكون فيها للمادة حجم محدد إلا أن شكلها يكون قابل للتغيير

٣. الحالة الغازية : لا يكون فيها للمادة حجم أو شكل محددان .

٤. حالة البلازما : لا تشاهد لأنها تتواجد فقط في درجات الحرارة العالية جدا داخل الشمس والنجوم الأخرى أو فوق الأرض على ضغوطمنخفضة .

أشكال المادة :

اولاً العنصر :

- هو مادة أولية أساسية لا يمكن تحويلها إلى مواد أبسط منها بالطرق الفيزيائية أو الكيميائية. مثل الأكسجين ، الحديد ، الكالسيوم ، ..... .
- (كل العناصر المعروفة مصنفة في الجدول الدوري ومعظمها مواد صلبة أو غازات عند درجات الحرارة العادية)
- تتكون العناصر من ذرات : وهي أصغر جزء من العنصر يمكن أن تدخل في التفاعل الكيميائي دون أن تنقسم

ثانياً المركب :

- هو مادة تنتج من إتحاد كيميائي بين عنصرين أو أكثر بنسب وزنيه معينة
- تختلف خواص المركب عن خواص مكوناته
- العناصر المكونة للمركب تفقد خواصها الأساسية
- يمكن فصل مكونات المركب بالطرق الكيميائية فقط

ثالثاً المخلوط :

- عبارة عن مجموعة من العناصر والمركبات مجتمعة بأي نسب دون حدوث تفاعل كيميائي
- المواد المكونة للمخلوط تخلط بأي نسبة
- يحضر بخلط مادتين أو أكثر دون حدوث تفاعل كيميائي
- يمكن فصل مكوناته بالطرق الفيزيائية.

الجـــــــــزيء :

الوحدة الأساسية للمادة سواء كانت عنصراً أو مركباً ويمكن أن يوجد بشكل منفرد بحيث يحتفظ بخواص المادة

أنواع الجزيئات :

١- جزيئات متجانسة الذرات : قد تكون أحادية الذرة مثل Ar ، He أو ثنائية الذرة مثل N_2 ، O_2 أو عديدة الذرات مثل S_8 ، O_3

٢- جزيئات غير متجانسة الذرات : قد تكون ثنائية الذرة مثل ZnS ، HF أو تكون عديدة الذرات مثل SO_2 ، H_2O

الرمز الكيميائي :

هو إختصار و طريقة للتعبير عن أسماء العناصر الكيميائية

- قد يشتق الرمز من الاسم الانجليزي للعنصر مثل العناصر H - O - F - N - C - Cl - Ca - Cr
- قد يشتق الرمز من الاسم اللاتيني للعنصر مثل العناصر Cu - Fe - Ag - Na - Au - K

الصيغ الكيميائية :

هي طريقة للتعبير عن إسم المركب الكيميائي بالرموز .

يتضح من الصيغة الكيميائية ما يلي :

١- العناصر الداخلة في تركيب المركب

٢- الأعداد النسبية لذرات كل عنصر في المركب والتي تدل عليها الاعداد السفلية

قوانين الاتحاد الكيميائي :

(١) قانون حفظ الكتلة (حفظ المادة)

عند حدوث أي تفاعل كيميائي فإن كتلة المواد الناتجة من التفاعل تساوي كتلة المواد المتفاعلة

(٢) قانون النسب الثابتة :

كل مركب كيميائي مهما اختلفت طرق تحضيره فإنه يتركب من عناصره نفسها متحدة مع بعضها بنسبة وزنية ثابتة

تدريب

لديك عينة من أكسيد الكالسيوم تم الحصول عليها من مصدرين مختلفين، فإذا عرفت كتلة أحد العناصر المكونة لأكسيد الكالسيوم فاحسب النسبة المئوية للكالسيوم فيهما .

كتلة أكسيد الكالسيوم	كتلة الكالسيوم	النسبة المئوية للكالسيوم
١,٦٦٧ جرام	١جرام	
٥جرام	٣جرام	

احسب النسبة المئوية للأكسجين .

.....

سجل ملاحظاتك حول النسب المئوية للعنصرين .

.....

تطور النظرية الذرية :

نظرية دالتون

فروض نظرية دالتون :

١ - تتكون المادة من جسيمات صغيرة غير قابلة للانقسام تسمى ذرات
٢ - الذرة أصغر جزء في المادة يدخل في التفاعلات الكيميائية .
٣ - ذرات العنصر الواحد متشابهة ولها نفس الخواص في الشكل والحجم والكتلة.
٤ - تختلف ذرات العناصر باختلاف ذراتها .
٥- عندما تتحد العناصر لتكوين مركبات فان هذا الاتحاد يتم بأعداد صحيحة من الذرات.

ظهرت في القرن التاسع عشر مجموعة تجارب عملية أدت الى التركيب الدقيق للذرة وهي :

تجربة التحليل الكهربي لفارادى:

- الذرة تحتوي على أجسام كهربائية سالبة الشحنة .

تجربة التفريغ الكهربي لطمسن :

- الذرة كرة صماء موجبة الشحنة تنغمس فيها شحنات سالبة
- الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد الشحنات السالبة = عدد الشحنات الموجبة .

تجربة رذرفورد وشادويك :

- الذرة تتركب من نواة صغيرة الحجم ثقيلة الكتلة موجبة الشحنة محاطة بالكترونات صغيرة الحجم والكتلة تعادل بشحنتها السالبة شحنة النواة.
- لم تستطع أن تصف وضع الالكترونات في الذرة هل هي ثابتة أم متحركة.

نظرية بور (طيف الهيدروجين الخطى):

- يدور الالكترون في مدار محدد ذي طاقة محددة تعتمد على بعد الالكترون عن النواة
- يعبر عن طاقة كل مدار بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي
- لا تشع الذرة ضوءاً اذا تحرك الالكترون في مداره المحدد. ولكن اذا انتقل الالكترون الى مدار ذي طاقة أقل تشع ضوءاً طاقته= الفرق بين طاقة المدارين
- يدور الالكترون حول النواة في مسارات دائرية ويتولد عن دورانه قوة طرد مركزية= قوة جذب النواة للإلكترون . ولذلك لا تسقط الالكترونات في النواة

التعديلات التي أدخلت على نموذج بور الذري

- **الطبيعة المزدوجة للإلكترون**

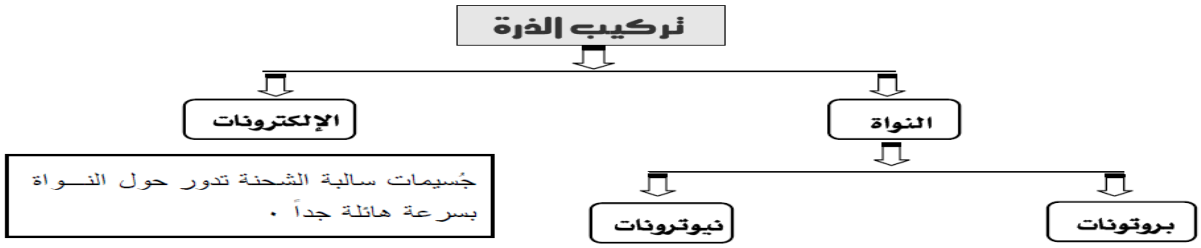
أي ان الإلكترون له طبيعة مادية وخاصية موجية

- **مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج**

لايمكن تحديد مكان وسرعة الالكترون بدقة في نفس الوقت لأن الحركة الموجية للالكترون ليس لها مكان محدد ولكن تحديد مكانه يخضع لقوانين الاحتمالات

- **معادلة الحركة الموجية للإلكترون لشرودنجر**
  - وصف شرودنجر الحركة الموجية للالكترون في الذرة بوضع المعادلة الموجية والتي تمكننا من معرفة احتمال وجود الالكترون في المنطقة التي يتحرك فيها
  - الاثر الذي يتركه الالكترون أثناء دورانه حول النواة في جميع الاتجاهات يشبه السحابة الالكترونية ذات الشحنة السالبة
  - المكان الذي يحتمل وجود الالكترون فيه أكبر ما يمكن يسمى المجال الالكتروني
  - النواة : تحتوي على البرتونات والنيترونات
  - الالكترونات : تتحرك حول النواة في مستويات محددة الطاقة.

النظرية الذرية الحديثة :

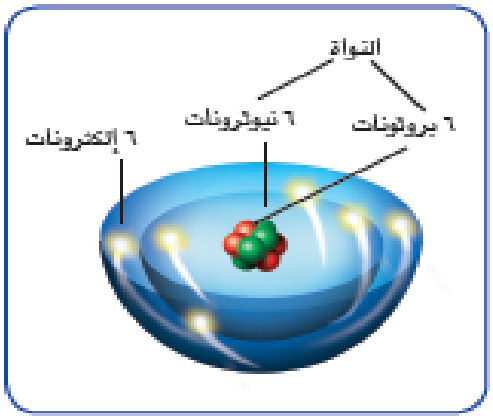


البروتونات جُسيمات موجبة الشحنة كتلتها تساوي تقريباً كتلة النيوترونات(متعادلة الشحنة)

كتلة البروتون ≈ كتلة النيوترون = ١٨٣٦ كتلة الإلكترون

- النواة : تحتوي على البرتونات والنيترونات
- المسارات الالكترونية : تحتوي على الالكترونات

الدقائق الاساسية للذرة	الرمز	الشحنة
البروتونات	P	+1
النيوترونات	n	صفر
الالكترونات	e	- 1



العدد الذري:

- هو عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة العنصر
- في الذرات المتعادلة العدد الذري يساوي عدد الالكترونات
- يكتب هذا العدد يسار أسفل رمز العنصر

العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الالكترونات

عدد الكتلة

- هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات داخل نواة ذرة العنصر
- يكتب عادة يسار أعلى رمز العنصر

عدد الكتلة = عدد البروتونات + عدد النيترونات

تدريب

١- أكمل الفراغات التالية :

- الإلكترونات جسيمات صغيرة ..... الشحنة تتحرك حول ..... بسرعة هائلة ولها كتلة صغيرة يمكن إهمالها بالنظر إلى كتلة ..... و .....
- البروتونات جسيمات صغيرة ..... الشحنة لها كتلة ..... من كتلة الإلكترون بحوالى ١٨٣٦ مرة وتوجد ..... النواة .
- النيوترونات جسيمات صغيرة ..... كهربائياً لها كتلة ..... تقريباً كتلة البروتون توجد ..... النواة .

٢- أعط تعليلاً مناسباً للعبارتين الآتيتين:

أ – النواة تحدد معظم كتلة الذرة

.....

.....

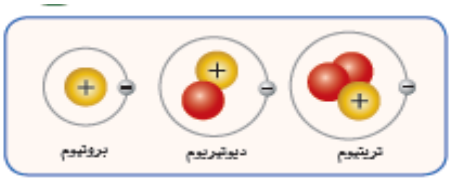
ب – العنصر الحر(غير المتحد) متعادل كهربائياً.

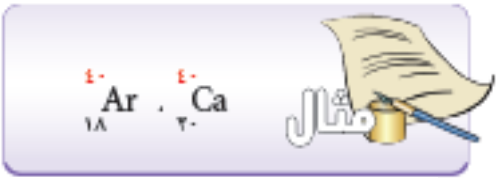
.....

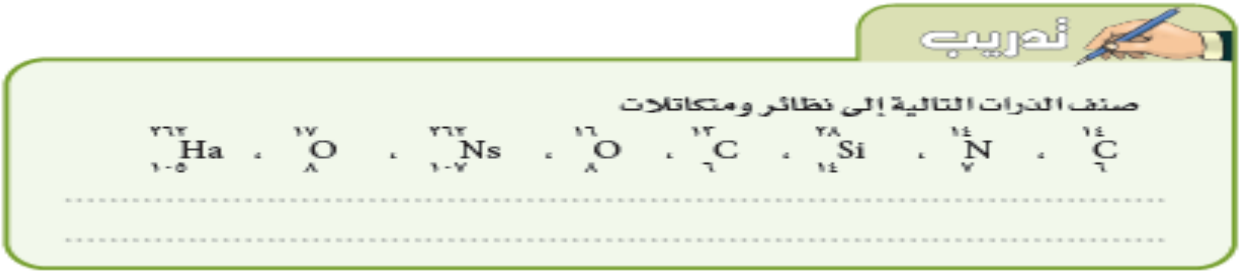
.....

النظائر والمتكاتلات :

- **النظائر**
- هي ذرات لعنصر واحد لها نفس العدد الذري ولكن تختلف في عدد النيوترونات وبالتالي تختلف في عدد الكتلة ومن ثم كتلتها وتتشابه في خواصها الكيميائية
- توجد معظم النظائر على شكل مخلوط من النظائر قد يصل الى عشرة نظائر مثل القد
- بعض العناصر ليس لها نظائر طبيعية مثل الأومنيوم ، الصوديوم ، الفلور
- **المتكاتلات**
- هي ذرات لعناصر مختلفة لها نفس العدد الكتلي ولكن تختلف في العدد الذري







أعـــداد الكـــــم :

- استطاع شرودنج ايجاد دوال موجية تصف وجود الكترون ذرة الهيدروجين وتسمى هذه الدوال بالمجالات. وتوصف هذه الدوال بأرقام عديدة أو الأعداد الكمية . وهي تحدد احجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال وجود الالكترونات فيه اكبر ما يمكن . كما تحدد طاقة هذه المجالات و أشكالها واتجاهاتها بالنسبة لمحاور الذرة

- **(١) عدد الكم الرئيسي n**
- يحدد بعد الالكترون عن النواة ويرمز له بالرمز (ن) أو n

العدد الكمي الرئيسي	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧
الحرف الدال عليه	K	L	M	N	O	P	Q

- العدد الأقصى من الالكترونات التي يمكن ان تشغل كل مستوى رئيسي يمكن حسابها من العلاقة (٢ ن^{٢})

العدد الكمي الرئيسي	١	٢	٣	٤
عدد الالكترونات	٢×١^{٢} = ٢	٢×٢^{٢} = ٨	٢×٣^{٢} = ١٨	٢×٤^{٢} = ٣٢

○ **(٢) العدد الكمي الثانوي(l) أو (ل)**

○ **تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية عدا المستوى الأول على عدة مستويات فرعية وهي مرتبة بحسب تزايد طاقتها كما يلي**

○ **f , d , p , s**

يصف العدد الكمي الثانوي شكل المستوى الفرعي الذي يتحرك فيه الالكترون ويرمز له بالرمز(ل) أو (l) ويأخذ القيم العددية ابتداء من الصفر الى أعلى قيمة (n-1) .

قيم (ل)	المستوى الفرعي	شكل المستوى الفرعي
صفر	s	كروي
١	p	أجراس صماء
٢	d	معقد
٣	f	أكثر تعقيدا

قيم العدد الكمي الرئيسي(ن)	قيم العدد الكمي الثانوي (ل)	رمز المستوى الفرعي
١	صفر	1s
٢	صفر ، ١	2s , 2p
٣	صفر ، ١ ، ٢	3s , 3p , 3d
٤	صفر ، ١ ، ٢ ، ٣	4s ,4p , 4d , 4f

(٣) العدد الكمي المغناطيسي m_l

يعبر عن اتجاه المدارات التي يتكون منها كل مستوى فرعي في الفراغ يأخذ القيم الصحيحة من (-ℓ) الى (+ℓ) بما فيها قيمة الصفر

تعبر قيم العدد الكمي المغناطيسي عن عدد المجالات (غرف الالكترونات) الموجودة في كل مستوى

$$m_l = [\ 2(\ell) + 1\ ]$$

ℓ	mℓ	عدد غرف الالكترونات(المجالات)
صفر	صفر	١
١	+١ ، صفر ، -١	٣
٢	+٢ ، +١ ، صفر ، -١ ، -٢	٥
٣	+٣ ، +٢ ، +١ ، صفر ، -١ ، -٢ ، -٣	٧

(٤) العدد الكمي المغزلي m_s

يوضح كيفية حركة الالكترون حول نفسه (محوره) **يأخذ قيمتان +١/٢ ↑ أو -١/٢↓**

**** عندما يوجد الكترونان في نفس المجال يكون غزل أحدهما معاكسا لاتجاه الآخر وبالتالي ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه وتجاذبان مغناطيسيا مما يقلل من قوة التنافر بين الشحنات السالبة للالكتروناتمما يؤدي الى استقرار نسبي للذرة**

مبدأ باولي للإستبعاد

"لا يوجد الكترنان في ذرة ما لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها"

يسمى الإلكترونان اللذان يتساويان في جميع اعداد الكم ويختلفان في اتجاه الدوران الذاتي بالزوج الإلكتروني المقترن

مثال / حدد أعداد الكم الأربعة للإلكترونات الموجودة في المجال $3P^6$

رقم الاكترون	n	l	m_l	m_s
١				
٢				
٣				
٤				
٥				
٦				

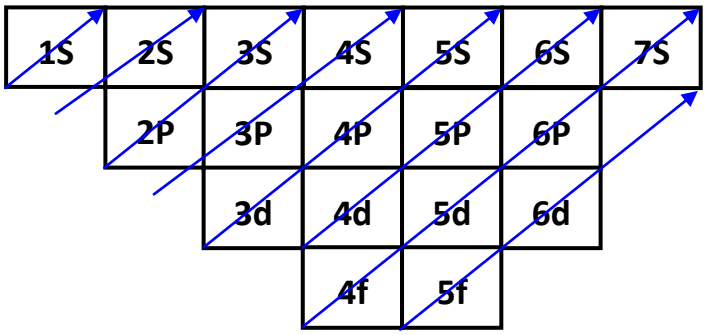
**** قواعد توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة**

أولاً : قواعد توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة الفرعية

"مبدأ البناء التصاعدي"

تشغل الإلكترونات في الذرة في مجالات المستويات الفرعية الأقل طاقة فالأكثر طاقة و ترتيب الإلكترونات في الذرة على أساس الترتيب التالي :

1s < 2s 2p < 3s 3p < 4s 3d 4p < 5s 4d 5p



مثال : التوزيع الألكتروني لذرات العناصر:

$_{11}Na$: $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^1$

$_{20}Ca$: $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2$

** قواعد توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة

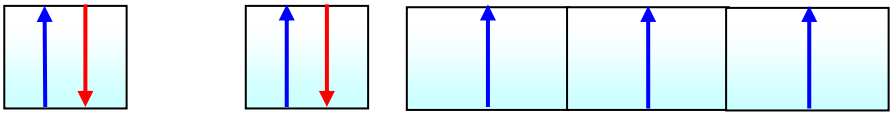
ثانيا : قواعد توزيع الالكترونات في مجالات المستوى الفرعي الواحد

"قاعدة هوند"

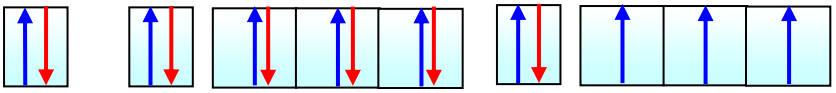
"تتوزع الالكترونات في المجالات المتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها نفس الاتجاه من حيث الدوران الذاتي بقدر الامكان"

المثال التالي : $_{7}N: 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$

نطبق قاعدة هوند كما يلي :



مثال / مستخدما قواعد توزيع الالكترونات طبق قاعدة هوند على التوزيع الالكتروني لذرة الفسفور $_{15}P$



$1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^3$

تدريب

اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية :

العنصر	التوزيع الإلكتروني
$_{8}O$	
$_{17}Cl$	
$_{20}Ca$	
$_{33}As$	

الجدول الدوري :

ظهرت محاولات كثيرة لترتيب العناصر .. لتسهيل دراستها والمقارنة بين خواصها الفيزيائية والكيميائية.

قام العلماء في البداية بتقسيم العناصر وترتيبها وفقا لأوزانها الذرية ومنهم

ألماني دوبرينر ، ماير ، البريطاني نيولاندز والروسي مندليف

الجدول الدوري لمندليف

- رتب العناصر تبعاً للزيادة في أوزانها الذرية في صفوف أفقية سميت الدورات ثم وضع العناصر المتشابهة في الخواص تحت بعضها في صفوف رأسية سميت مجموعات.
- بعد أن رتب العناصر لاحظ مندليف وجود اختلاف في خواص العناصر فاضطر الى تغيير مكانها وأدى ذلك الى تقسيم كل مجموعة الى مجموعتين فرعيتين وقد ترك فراغات لبعض العناصر لم يتم الكشف عنها في عصره وتنبأ ببعض خواصها الفيزيائية والكيميائية.

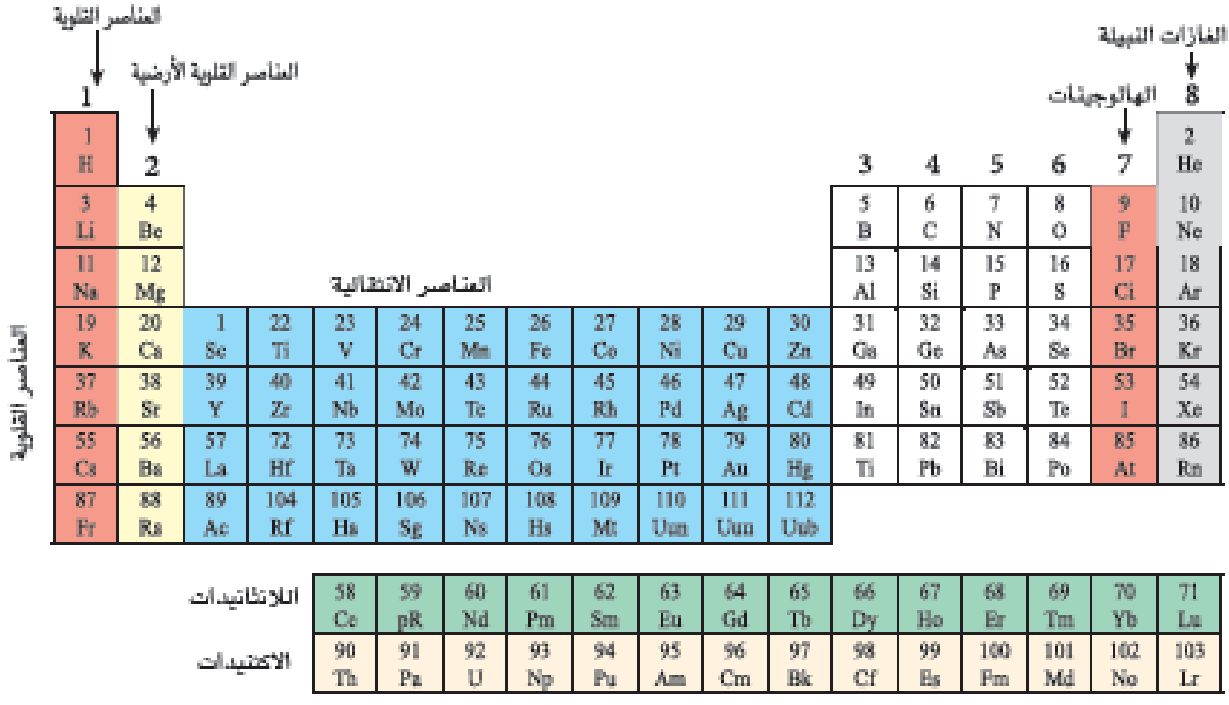
عيوب جدول مندليف

١. اليود (I) والتيلريوم(Te) لم يقعا في أماكن مناسبة على أساس ازدياد الوزن الذري
لم يترك أماكن مناسبة في الجدول لعناصر الأرض النادرة

بعد اكتشاف الأشعة السينية على يد الانجليزي موزلي ودراسة الأطياف والأشعة السينية للعناصر أصبح من الضروري اجراء تعديل على ما توصل له مندليف

القانون الدوري الحديث

إذا رتبت العناصر تصاعديا حسب ازدياد أعدادها الذرية فإن خواصها الفيزيائية والكيميائية تتكرر دوريا بانتظام



وصف الجدول الدوري

- يتكون من سبعة صفوف أفقية (الدورات) وأعمدة رأسية (مجموعات)
- توجد ثمانية مجموعات رئيسية(A) وثمانية مجموعات فرعية (B)
- تحتوي كل مجموعة على عدد من العناصر المتشابهة في الخواص نظرا للتشابه في عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الخارجي.
- تسمى المجموعات الرئيسية في يسار ويمين الجدول بالعناصر العادية أو التمثيلية ويرمز لها بالرموز 1A , 2A , 3A , 4A ,5A ,6A ,7A ,8A
- تسمى المجموعات الرئيسية برقم المجموعة أو أول عنصر في المجموعة أو تسمى باسم مميز لها
- توجد المجموعات الفرعية في وسط الجدول وتسمى بالعناصر الانتقالية ويرمز لها ..... 1B , 2B , 3B , 4B,
- المجموعة الفرعية الثامنة تنقسم الى ثلاثة أعمدة يسمى كل عمود ثلاثية (ثلاثية الحديد ، ثلاثية الروثينيوم ، ثلاثية الأوزميوم)
- العناصر التي توجد أسفل الجدول تسمى العناصر الانتقالية الداخلية وتنقسم الى " سلسلة اللانثنيدات ، سلسلة الأكتينيدات
-

1A	2A	7A	8A
الفلزات القلوية	الفلزات القلوية الارضية	الهالوجينات	الغازات النادرة (النبيلة)

العلاقة بين التوزيع الالكتروني للعنصر وموقعه في الجدول الدوري

- رقم الدورة يتفق مع عدد مستويات الطاقة في ذرة العنصر
- رقم المجموعة يتفق مع عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الخارجي

مثال/ عنصر الصوديوم

- التوزيع الإلكتروني $_{11}Na: 1S^2 , 2S^2 , 2P^6 , 3S^1$
- يوجد في الدورة الثالثة ، يقع في المجموعة 1A

التكافؤ هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها ذرة العنصر أو تشارك بها أثناء التفاعل لكي تكون مستويات الطاقة الرئيسية فيها مملوءة تماما بالالكترونات

- تتميز مجموعة الغازات النادرة بإكتمال مستوى الطاقة الخارجي لذرات عناصرها بالإلكترونات وبالتالي لا تميل الى فقد أو اكتساب إلكترونات ، وبالتالي تكون غير نشطة في التفاعلات الكيميائية في الظروف العادية ولذلك سميت بالغازات الخاملة .
- تسعى بقية العناصر من خلال التفاعل الكيميائي إلى جعل تركيبها الإلكتروني الخارجي مشابهاً للغازات الخاملة

النشاط الكيميائي

هو قابلية العناصر لفقد أو اكتساب إلكترونات أو المشاركة بالإلكترونات أثناء التفاعل للوصول إلى التركيب الثماني المستقر .

الأيون الموجب " الكاتيون " هو ذرة عنصر فقدت إلكترون أو أكثر من مستوى الطاقة الخارجي

الأيون السالب " الأنيون " هو ذرة عنصر إكتسبت إلكترون أو أكثر في مستوى الطاقة الخارجي

أولاً : الحجم الذري " نصف قطر الذرة"

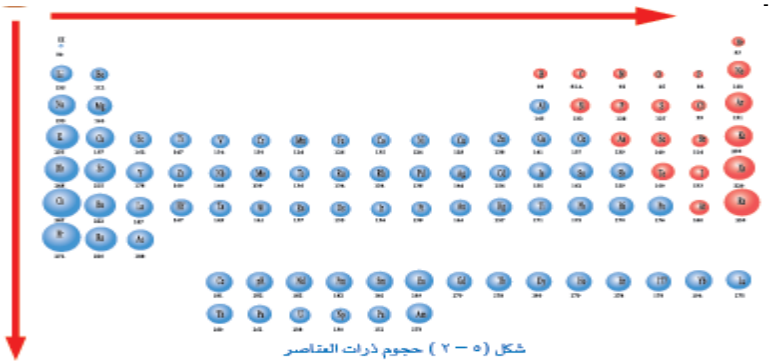
يحسب نصف قطر ذرة ما بقياس المسافة بين الذرتين في جزيء وبفرض تلامس الذرتين يكون نصف قطر الذرة هو منتصف المسافة بين الذرتين المتشابهتين .

الحجم الذري للعنصر يقصد به منطقة من الفراغ تحدد حجم السحابه الالكترونية التي تحيط بالنواة .

- **يزداد الحجم الذري تدريجياً في المجموعة من أعلى إلى أسفل حيث يقل تأثير النواة فيقل جذب النواة للإلكترونات ويزداد نصف القطر**
- **يقل الحجم الذري تدريجياً في الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري بسبب زيادة الشحنة الموجبة للنواة تدريجياً.**

مثال١/ رتب العناصر التالية تصاعديا حسب ازدياد حجمها الذري -

11Na , 3Li , 19K



شكل (٥ – ٢) حجوم ذرات العناصر

ثانياً : طاقة التأين"جهد التأين".I.E

هي أقل طاقة لازمة لانتزاع الإلكترون الأقل ارتباطاً بالنواة من الذرة الحرة المتعادلة الموجودة في الحالة الغازية المستقرة ليتكون أيون العنصر الموجب (كاتيون) في الحالة الغازية

$$M + \text{طاقة} \longrightarrow M^+ + e^-$$

ذرة عنصر في الحالة الغازية — أيون موجب في الحالة الغازية — إلكترون مفقود

**** يسهل انتزاع الكترون الذرة في الحالة الغازية بسبب ضعف تأثير الذرات المجاورة بالمقارنة بالحالتين السائلة والصلبة.**

**** تستخدم طاقة التأين للتغلب على قوى التجاذب بين الالكترون الخارجي والنواة ولذلك تكون هذه العملية مصحوبة بامتصاص طاقة وبالتالي تأخذ طاقة التأين قيما موجبة دائماً**

**** مثال/ الكتاب صـ ٩٠ ـــ**

- **طاقة التأين تقل بالانتقال من اعلى لأسفل خلال المجموعة الواحدة**

طاقة التأين تزداد بالانتقال من اليسار الى اليمين خلال الدورة الواحدة

ثالثاً : الألفة الالكترونية"الميل الإلكتروني" E.A

هي مقدار الطاقة المصاحبة عند ضم الكترون أو أكثر الى مستوى التكافؤ لذرة متعادلة في الحالة الغازية ليصبح أيوناً سالباً في الحالةالغازية

$$M + e \longrightarrow M^- + E$$

ذرة عنصر في الحالة الغازية — أيون سالب في الحالة الغازية — طاقة الألفة الإلكترونية

- **إذا كانت قيمة هذه الطاقة سالبة : دل ذلك على اطلاق طاقة أثناء تكوين الايون السالب وتعتبر مثل هذه الذرات ذات ميل كبير نحو ضم الاكترونات اليها**
- **اذا كانت قيمة هذه الطاقة موجبة فذلك يعني ان الذرة تحتاج الى طاقة خارجية لإجبارها على ضم الكترون اليها ولا تميل هذه الذرات الىضم الكترونات اليها.**

❖ **الألفة الالكترونية تقل بالانتقال من اعلى لأسفل خلال المجموعة الواحدة**

❖ **الألفة الالكترونية تزداد بالانتقال من اليسار الى اليمين خلال الدورة الواحدة**

رابعاً : السالبية الكهربية

هي قابلية ذرة عنصر ما للاستئثار بالقسط الأكبر من الزوج الالكتروني الرابط في الرابطة التساهمية مع ذرة عنصر آخر

السالبية الكهربية هي نصف حاصل جمع قيم الألفة الالكترونية وطاقة التأين

$$EN = \frac{IE + EA}{2}$$

- السالبية الكهربية تقل بالانتقال من أعلى لأسفل خلال المجموعة الواحدة
السالبية الكهربية تزداد بالانتقال من اليسار إلى اليمين خلال الدورة الواحدة

النشاط الكيميائي " فاعلية العنصر"

تعتمد فاعلية العنصر على مدى اكتساب أو فقد الالكترونات الخارجية

- في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين تقل فاعلية فقد الالكترونات وتزداد فاعلية اكتساب الالكترونات
- في المجموعة التي تميل إلى فقد الالكترونات تزداد فاعلية فقد الالكترونات من أعلى إلى أسفل
- في المجموعة التي تميل إلى اكتساب الالكترونات تقل فاعلية اكتساب الالكترونات من أعلى إلى أسفل

الخاصية الفلزية واللافلزية

يعد العنصر فلزاً إذا كان يميل إلى فقد الكترونات في تفاعلاته الكيميائية لتكوين الايون الموجب .

يعد العنصر لافلزاً إذا كان يميل إلى اكتساب الكترونات في تفاعلاته الكيميائية لتكوين الايون السالب.

- كلما تحركنا في الدورة من اليسار لليمين تقل الصفة الفلزية وتزداد الصفات اللافلزية
- كلما تحركنا في المجموعة من أعلى لأسفل تزداد الصفات الفلزية وتقل الصفات اللافلزية

أيهما أكثر سالبية كهربية: الفلزات أم اللافلزات ؟ ولماذا

تدريب

العنصر $_{13}M$ من عناصر الجدول الدوري؛ المطلوب :

- اكتب التركيب الإلكتروني له

.....

- حدد رقم دورته ومجموعته

.....

- حدد نشاطه الكيميائي (يفقد– يكتسب)

.....

- تكافؤه ..... أيونه ..... نوعية العنصر (فلز – لافلز)

.....

- حدد كافة الخواص الملاحظة عليه ؟

.....

.....

.....

.....

الروابط الكيميائية :

أنواع الروابط :

- روابط كيميائية : مثل الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية
- روابط فيزيائية : رابطة فاندرفالز ، الرابطة الهيدروجينية
- روابط فلزية

أولاً : الرابطة الأيونية :

يتم الترابط الأيوني بين ذرات تميل الى فقد الكترون أو أكثر "الفلزات " وذرات تميل الى اكتساب الكترون أو أكثر "اللافلزات". ليصبح التوزيع الالكتروني للذرات مساو للتوزيع الالكتروني لأقرب غاز نبيل

$$Na + Cl \rightarrow [Na^+] [Cl^-]$$

يتم هذا الترابط على ثلاث خطوات هي

1) $Na \rightarrow [Na^+] + e$

2) $Cl + e \rightarrow [Cl^-]$

3) $Na + Cl \rightarrow [Na^+] [Cl^-]$

طبيعة الرابطة الأيونية

عندما تتفاعل العناصر الفلزية مع العناصر اللافلزية لانتاج المركبات الأيونية، فإن الأيونات الموجبةوالسالبة الناتجة عن التفاعل تترتب بحيث تزيد في قوى التجاذب بين الأيونات المختلفة في الشحنة وتقلل من قوى التنافر بين الأيونات المتشابهة في الشحنة.. وينتج عن هذا ما يسمى الشبكة البلورية

- يطلق على طاقة الترابط بين الأيونات في المركب الأيوني بطاقة الترتيب البلوري

طاقة الترتيب البلوري هي الطاقة التي نحتاجه لنحول مركباً بلورياً(أيونيا) في حالة الصلابة الى أيونات منفصلة في الحالة الغازية

ثانياً الرابطة التساهمية

هي رابطة ناتجة عن اشتراك الذرتين المترابطتين بزوج او اكثر من الإلكترونات بحيث تشارك كل ذرة بنصف عددإلكترونات الرابطة.

كيف تتكون الرابطةالتساهمية:

كل ذرة من الذرتين المتجاورتين تساهم بإلكترون من مدار التكافؤ فيها ليتكون زوج الكتروني يقضي معظم وقته في الفراغ الموجود بين الذرتين وينجذب من نواتي الذرتين ممايؤدي الى شد الذرتين بعضهما ببعض

خواص المركبات التساهمية

١- مركباتها جزيئية مستقلة (علل) وذلك لأن الروابط بين ذرات الجزئ في المركب الواحد اقوى بكثير من قوى التجاذب بين ذرات الجزئ الواحد وذرات الجزيئات المجاورة له.

٢- درجات انصهارها وغليانها منخفضة نسبياً(علل) وذلك لضعف قوى التجاذب التي تربط جزيئات لمركبات التساهمية ببعضها.

٣- مصهور المركبات التساهمية غير القطبية ومحاليلها المائية غالباً غير موصلة للتيار الكهربائي(علل) لأن الرابطة التساهمية لا يسببها أو ينتج عنها انفصال للشحنات الكهربائية.

انواع التفاعلات الكيميائية :

الأنواع الرئيسية للتفاعلات الكيميائية :

١- تفاعلات الإتحاد ٢- تفاعلات التحلل (التفكك) ٣- تفاعلات الإزاحة ٤- تفاعلات الإحلال المزدوج

أولاً : تفاعلات الاتحاد

أ- **تفاعلات الاتحاد المباشر** : تتم بين عنصرين لإنتاج مادة واحدة

$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

$Cu_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow CuS_{(s)}$

ب- **تفاعلات الاتحاد غيرالمباشر** : تتم بين عنصر ومركب أو مركب ومركب

$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(s)}$

$CO_{2(g)} + MgO_{(s)} \rightarrow MgCO_{3(s)}$

$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

ثانياً : تفاعلات التحلل (التفكك): في هذا النوع من التفاعلات تتحلل مادة واحدة لإعطاء عدة مواد ناتجة في صورة عناصر أو مركبات

$2NI_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3I_{2(s)}$

$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$

$2HgO_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 2Hg_{(l)}$

$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

ثالثاً : تفاعلات الإزاحة

وفيها يحل عنصر أكثر نشاطاً محل عنصر آخر أقل منه نشاطا $Zn_{(s)} + 2HCl_{(l)} \rightarrow ZnCl_{2(s)} + H_{2(g)}$

رابعاً : تفاعلات الإحلال المزدوج: يحدث هذا النوع عند مزج محلولين لمركبين أيونيين فيحدث تبادل في مواقع الأيونات في المركبين فتتكون مواد جديدة تظهر على شكل مادة غير متأينة أو راسب أو غازات

أ- **تفاعلات الترسيب :** عند مزج محلولين لمركبين أيونيين يحدث تبادل في مواقع الأيونات في المركبين ويتكون مركب أيوني غير زائب يترسب في الوعاء

$NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl \downarrow$

$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + CaCO_3 \downarrow$

ب- **تفاعلات التعادل:** تحدث عند تفاعل الأحماض مع القواعد لتكوين ملح وماء

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

$2HBr + Ba(OH)_2 \rightarrow BaBr_2 + 2H_2O$

الحسابات الكيميائية :

الكتلة الذرية النسبية

هي النسبة بين كتلة ذرة واحدة من العنصر الى كتلة ذرة واحدة من الكربون١٢ والتي تساوي ١٢ وحدة كتل ذرية

مثال / اوجد الكتلة الذرية لذرة الاكسجين اذا علمت ان النسبة بين كتلة ذرة الاكسجين الى كتلة ذرة الكربون ١٢= ٤/٣

كتلة ذرة اللأكسجين= ٤/٣ × ١٢ = ١٦ و.ك.ذ

عدد أفوجادرو

عند التعبير عن الكتلة الذرية بوحدة الجرام وجد العلماء أن الكتلة الذرية الجرامية تحوي عدداً من الذرات يبلغ٦.٠٢ × ١٠^{٢٣}

الكتلة الذرية الجرامية

هي كتلة عدد أفوجادرو من الذرات الحقيقية لعنصر مقدرة بوحدة الجرام

.. أي أننا اذا أخذنا كمية من كل عنصر مساوية لكتلتة الذرية الجرامية فإننا نحصل على العدد نفسه من الذرات في كل منها

حل تدريب الكتاب صـ١٥١ـــ

الكتلة الجزيئية الجرامية :

هي مجموع الكتل الذرية الجرامية للذرات التي يتألف منها الجزيء

الكتلة الجزيئية الجرامية = (كتلة العنصر الأول×عدد ذراته) + (كتلة العنصر الثاني×عدد ذراته) + ...

مثال/ احسب الكتلة الجزيئية الجرامية لمركب $Mg(HCO_3)_2$

علما بأن الكتل الذرية الجرامية للعناصر هي

Mg=24 ، H=1 ، C=12 ، O=16

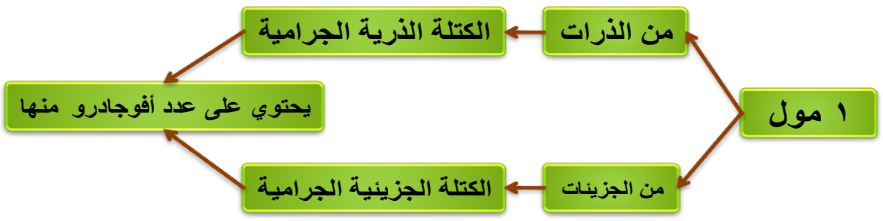
الحل

الكتلة الجزيئية الجرامية لبيكربونات الماغنيسيوم $Mg(HCO_3)_2$=

= (2 H + 2 C + +6 O + 1 Mg)

(١٦×٦) + (١٢×٢) + (١ ×٢) + (٢٤×١) = ٩٦+٢٤+٢+٢٤=١٤٦جرام

المول هو كمية من المادة التي تمثل عدد أفوجادرو من الذرات أو الجزيئات



عدد المولات = كتلة المادة بالجرام / كتلة المول

عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوجادرو
عدد الذرات = عدد المولات × عدد أفوجادرو

- الرمز O يدل على مول واحد من ذرات الأكسجين
- الصيغة O_2 تدل على مول واحد من جزيئات الأكسجين
- الصيغة H_2SO_4 تدل عى مول واحد من جزيئات حمض الكبريت
- الرمز 3Na يدل على ..... من ذرات .....
- الصيغة $4NH_3$ تدل على ..... من جزيئات .....

مسائل :

١ - كم مولاً من الذرات توجد في ٣٢ جرام من ذرات الأكسجين O

٢ - كم مولاً من الجزيئات توجد في ٤٨ جرام من جزيئات الأكسجين O_2

٣ - كم مولاً من الجزيئات في ١٨جرام من جزيئات سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$

٤ - كم جراما في الكميات التالية

أ. نصف مول من Pb

ب. نصف مول من الكافيين $C_8H_{10}N_4O_2$

٥- ما عدد المولات الموجودة في ٦.٠٢×١٠^{٢٣} جزيء من $K_2Cr_2O_7$

- المعادلة الموزونة تشير إلى نسب أعداد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة.
- المول الواحد من أي مادة يمثل الكتلة المولية. وبناء عليه يمكن حساب نسب كتل المواد المتفاعلة والناتجة من نسب أعداد المولات في المعادلة الموزونة.

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

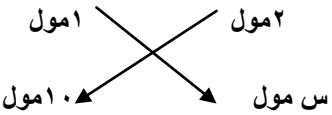
مول من النيتروجين + ٣مول من الهيدروجين ← ٢مول من النشادر

(كتلة مول N_2) +(٣×كتلة مول من H_2)←(٢×كتلة مول من NH_3)

٢٨جم + ٦ جم ← ٢×١٧

كم مولاً من الماء يمكن أن ينتج من تفاعل ١٠ مولات من الأكسجين مع كمية وافرة من الهيدروجين

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$



س = ٢× ١٠ = ٢٠ مول

اذا تفاعل ٠.٢٥ مول من الألومنيوم مع كمية وافرة من الأكسجين. فكم تكون كتلة أكسيد الألومنيوم الناتجة حسب المعادلة التالية

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

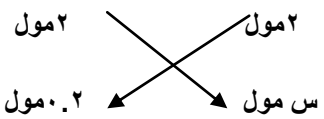
ايجاد عدد المولات بمعلومية كتل المواد أو العكس

مثال : احسب كتلة أكسيد الكالسيوم CaO الناتجة من احتراق ٨جرام من الكالسيوم في الهواء. علماً بأن الكتلة المولية للكالسيوم٠ ٤٠جم/مول ، وللأكسجين ١٦جرام/مول

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

عدد مولات الكالسيوم = الكتلة بالجرام / الكتلة المولية = ٨ / ٤٠ = ٠.٢مول

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$



عدد مولات أكسيد الكالسيوم = ٠.٢ مول

كتلة أكسيد الكالسيوم = عدد المولات × الكتلة المولية = ٠.٢ × (٤٠+١٦) = ٠.٢ × ٥٦ = ١١.٢جم

((حجوم الغازات))

المول الواحد من أي غاز يحتوي على العدد نفسه من الجزيئات(عدد أفوجادرو)

المول الواحد من أي غاز سيكون له الحجم نفسه(تحت الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة)

النسبة بين أعداد المولات هي نفسها النسبة بين الحجوم

وجد عملياً أن حجم المول من أي غاز = ٢٢.٤ لتراً في الظرو المعيارية ((درجة حرارة=صفر ، ضغط جوي =١) ويعرف هذا الحجم بالحجم المولي وهو ثابت لجميع الغازات

مثال/ ما حجم غاز الأكسجين (في الظرف المعيارية) اللازم لإنتاج ٩جم من بخار الماء؟ عدد مولات بخار الماء = ٩÷١٨ = ٠.٥ مول

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

٢مول ١مول

٠.٥مول س مول

عدد مولات غاز الأكسجين= ٠.٢٥ مول

حجم غاز الأكسجين = عدد المولات × الحجم المولي

= ٠.٢٥ × ٢٢.٤ = ٥.٦ لتر

عناصر القطاع S :

هي العناصر الواقعة على يسار الجدول وتضم عناصر المجموعتين 1A,2A

وتشترك هذه العناصر في مجموعة من الخصائص

خصائص القطاع s	المجموعة 1A	المجموعة 2A
الحالة الفيزيائية	جامدة	جامدة
النشاط الكيميائي	تميل الى فقد الكترون	تميل الى فقد الكترونين
أعداد الأكسدة	١+	٢+
التوصيل الكهربي	موصلة ماعدا H	موصلة

الصوديوم Na (العنصر النشط)

يوجد في الطبيعة على هيئة كلوريدات صوديوم ذائبة في مياه البحر أو نترات الصوديوم الموجودة بوفرة في شيلي بأمريكا الجنوبية

تحضيره: يمكن الحصول عليه بالتحليل الكهربي لمصهور كلوريد الصوديوم أو مصهور هيدروكسيد الصوديوم في خلية داون

عند المهبط $Na^{+}_{(l)} + e^{-} \rightarrow Na$

عند المصعد $Cl^{-}_{(l)} \rightarrow {}^{1}/_{2}\, Cl_{2(g)} + e^{-}$

خواصه الطبيعية: فلز أبيض فضي اللون لامع وله لمعان سرعان ما يخبو في الجو

خواصه الكيميائية: فلز نشط جداً يتفاعل مع الهواء والماء ولذلك يحفظ تحت سطح من الفازلين أو الكيروسين

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

استخدامات الصوديوم :

١. يضاف للنيون في مصابيح الصوديوم فيشع ضوء أصفر قوي ينفذفي الضباب
تدخل مركبات الصوديوم في صناعة الزجاج،الصابون ، الحرير الصناعي ، الخمائر ، حفظ اللحوم ، صقل ورق الكتابة

الكالسيوم هو أحد فلزات المجموعة الثانية . يوجد في القشرة الأرضية على صورة حجر جيري ، بلورات كالسيت ، ورخام

تحضيره : يحضر بالتحليل الكهربي لمصهور كلوريد الكالسيوم

$$CaCl_2 \rightarrow Ca + Cl_2$$

خواصه الطبيعية : فلز أبيض اللون طري أقل بريقا من الصوديوم ويفقد بريقه عند التعرض للهواء

خواصه الكيميائية :

١. يتفاعل مع الماء
٢. يحترق في الهواء بلهب أحمر $Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$

مركبات الكالسيوم :

الاسم الكيميائي	الصيغة	الاسم الشائع	استخداماته
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$	الجير المطفأ	• صنع المواد اللاصقة • ازالة الحموضة من التربة
كبريتات الكالسيوم المائية	$CaSO_4.2H_2O$	الجبس	• صنع قوالب التجبير
كربونات الكالسيوم	$CaCO_3$	طباشير رخام- حجرجيري	• في البناء

أهمية الكالسيوم للانسان: يوجد في الحليب والأجبان والسبانخ والساردين والبرتقال

- مهم لنمو العظام والاسنان
- يساعد على تخثر الدم وتقلص العضلات .

الفلزات واللهب:

تعطي الفلزات مع اللهب ألوان معينة . فلكل فلز لون مميز في جميع مركباته ... وتستخدم الفلزات في الألعاب النارية في الاحتفالات والمناسبات

عناصر القطاع P :

عناصر القطاع P لها خليط من الخصائص فقد تكون فلزية وقد تكون أشباه فلزات أو لافلزات

" عنصر الألومنيوم"ـــعنصر المطبخ

أكثر الفلزات انتشارا على الارض بعد الاكسجين والسليكون.. ولا يتواجد الالومنيوم حرا في الطبيعة وانما على هيئة مركبات

الاسم التجاري	الاسم العلمي	الصيغة الكيميائية
البوكسايت	اكسيد الالومنيوم المائي	$Al_2O_3.xH_2O$
الكيريوليت	ملح مزدوج من فلوريد الألومنيوم والصوديوم	$Na_3Al\ F_6$

تحضيره :

يحضر بالتحليل الكهربي لخام البوكسايت المذاب في مصهور الكريوليت عند درجة حرارة١٠٠٠م

خواصه الطبيعية:

فلز فضي لامع خفيف جدا قابل للطرق والسحب موصل جيد للكهرباء

خواصه الكيميائية:

عنصر نشط يقاوم التأكل في الجو نتيجة لتكوين طبقة واقية من أكسيده

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

يتفاعل مع الأحماض ومع القواعد ولذلك يوصف الألومنيوم بأنه عنصر متردد

استخدامات الألومنيوم:

يستخدم في صناعة السيارات والطائرات وفي خطوط نقل الكهرباء وفي أعمال البناء وفي معظمالأدوات المنزلية.

عنصر السليكون :

يوجد متوفراً في القشرة الأرضية بنسبة٢٦% متحدا مع عناصر أخرى مثل الاكسجين

تحضيره :

يتم الحصول على السليكون بانتزاع الكسجين من أكسيد السليكون بواسطة الماغنسيوم أو بتفاعل الصوديوم مع كلوريد السليكون

$$SiO_2 + 2Mg \rightarrow Si + 2MgO$$

$$SiCl2 + 2Na \rightarrow Si + 2NaCl$$

أهم مركباته

يكون السليكون مع عناصر أخرى مركبات غير ثابتة حيث تتحول إلى أكسيد السليكون بالتفاعل مع الأكسجين كما في حالة الهيدروسليكونات

$$SiH_4 + 2O_2 \rightarrow SiO_2 + 2H_2O$$

المركبات الثابتة للسيليكون هي :

١- ثاني أكسيد السليكون SiO_2

مركب صلب بلوري يوجد بأشكال عديدة كالمرو والكوارتز وله استخدامات عديدة مثل صنع الزجاج والسيراميك وأدوات المختبر

٢- السيليكات :

تكون على شكل هرم رباعي تحتل ذرة السليكون مركزه وذرات الاكسجين في رؤسه وتكون السليكات مع بعضها سلاسل.

٣- السيليكونات :

مركبات معقدة تحتوي على سلاسل طويلة من ذرات السليكون والاكسجين وتستخدم في صنع الزيوت والشحوم والشموع والملمعات والورنيش المضادة للمياه

استخدامات السليكون :

يدخل في صناعة الخلايا الشمسية والترانزيستور

عنصر الفسفور (العنصر المضيء) :

عنصر لافلزي في المجموعة 5A لايوجد في الطبيعة إلا على شكل مركبات بسبب نشاطه الملحوظ

يعد معدن الأباتيت الفلوري من أهم مصادره في الطبيعة .

للفسفور شكلان هما :

١. **الفسفور الأبيض الأشد فاعلية وهو صلب أبيض اللون سام يلتهب في الهواء**
٢. **الفسفور الأحمر وهو مسحوق أحمر قاتم غير سام وليس شديد الإلتهاب**

أهم مركبات الفسفور :

خامس أكسيد ثنائي الفسفور P_2O_5 وهو صلب أبيض ينتج من احتراق الفسفور في الهواء ويتفاعل مع الماء بقوة ليكون حمض الفسفوريك ويستعمل للحماية من الصدأ

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

استخداماته:

يستخدم الفسفور الابيض في صناعة

١ - مركبات الفسفور
٢ - المواد الخامدة للحريق
٣ - الصلب والبلاستيك ومبيدات الحشرات والأسمدة ومزيل عسر الماء والمنظفات
يستخدم الفسفور الأحمر في صنع أعواد الثقاب المأمونة.

الكبيريت العنصر الاصفر :

من عناصر المجموعة 6A .. يوجد الكبريت بكميات كبيرة على حالة منفردة خاصة في الأماكن البركانية نتيجة لتفاعل غاز كبريتيد الهيدروجين مع غاز ثاني أكسيد الكبريت اللذان يتصاعدان ضمن الغازات الأخرى

$$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$$

تحضيره :

يتم تحضيره من مركبات فلزات الطبيعة المحتوية على الكبريت بمعالجته بغاز ثاني أكسيد الكربون

$$ZnS + CO_2 \rightarrow ZnO + CO + S$$

خواصه :

صلب – لافلز – أصفر اللون لا طعم له ولا رائحة – هش يتكسر بسهولة – لا يذوب في الماء – يشتعل في الهواء ليعطي لهب أزرق وينتج ثاني أكسيد الكبريت

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

أهم مركباته :

١ - ثالث أكسيد الكبريت: يتفاعل مع الماء مكونا حمض الكبريتيك
٢ - حمض الكبريتيك : أهم مادة كيميائية تجارية في العالم ويستخدم في انتاج الأصباغ والدهانات والورق والمنسوجات وفي انتاج الفلزات وفي تكرير النفط
٣ - الكبريتات : مواد أيونية صلبة تحضر باضافة القواعد الى حمض الكبريتيك المخفف

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

عنصر الكلور العنصر الاخضر :

من عناصر المجموعة 7A وهو عنصر نشط شديد التفاعل يوجد على شكل مركبات فقط

تحضير الكلور:

بالتحليل الكهربي لمصهور كلوريد الصوديوم في خلية داون

يحضر مخبرياً بتأثير حمض الكلور على ثاني أكسيد المنجنيز بالتسخين البطيء

$$MnO_2 + 4HCl \xrightarrow{\triangle} MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

خواصه :

غاز أخضر اللون – له رائحة مخرشة – سام – يوجد في صورة جزيء ثنائي الذرة – نشط جدا ويتفاعل مع العناصر لتكوين الكلوريدات – ينصهر عند درجة حرارة -١٠١.٦ ويغلي عند درجة حرارة -٣٤.٦

أهم مركباته :

الكلوريدات : كلوريدات اللافلزات مركبات تساهمية – بينما كلوريدات الفلزات مركبات أيونية – كلوريد الهيدروجين مركب تساهمي قطبي لا لون له ويؤثر على الأنسجة الحية وهو أثقل من الهواء

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

استخدامات الكلور :

يدخل في صناعة حمض الكلور وبعض المذيبات العضوية مثل رابع كلوريد الكربون ، ومبيد للجراثيم في أحواض السباحة. وتحضر منه المواد التي تستعمل في إزالة الألوان وتبييض عجينة الورق

عناصر القطاع d :

توجد عناصر القطاع d في وسط الجدول وتسمى العناصر الانتقالية الرئيسية و وهي تحمل صفات فلزية مشتركة كالصلادة والقساوة والطواعية وهي موصلة جيدة للحرارة والكهرباء ولها درجات النصهار وغليان وكثافة مرتفعة وتشكل أيونات معقدة تتلون بالمحاليل

الحديد " العنصر القوي"

فلز انتقالي يقع بالدورة الرابعة وهو فلز أبيض مغناطيسي وهو أكثر العناصر انتشارا في الطبيعة ويأتي في المرتبة الرابعة بعد الألومنيوم.

وجوده في الطبيعة

لا يوجد منفردا في الطبيعة إلا في الكتل المتساقطة من النيازك ومن أهم خاماته

الاسم التجاري	الاسم العلمي	الصيغة	اللون	نسبة الحديد
الهيماتيت	أكسيد الحديدIII	Fe_2O_3	أحمر	%٦٠-٥٠
الليمونيت	أكسيد الحديدIII المائي	$Fe_2O_3.xH_2O$	أصفر	%٦٠-٢٠
الماجنيتيت	أكسيد الحديد المغناطيسي	Fe_3O_4	أسود	%٧٠-٥٠

خواصه : يتميز بمظهر لامع وليونه نسبية وينجذب الى المغناطيس ولكنه لا يحتفظ بالمغناطيسية اذ تزول بالتسخين أو بالطرق ويتحد بسهولة مع اللافلزات مثل الكبريت والأكسجين والكربون

مركبات الحديد: يكون الحديد سلسلتين من المركبات يكون في احدهما ثنائي التكافؤ وفي الأخرى ثلاثي التكافؤ

- **مركبات الحديد الثنائي :** من أشهرها كلوريد الحديد(II) $FeCl_2$ كلوريد الحديدوز ومحاليل هذه المركبات ذات لون أخضر
- **مركبات الحديد الثلاثي:** مثل كلوريد الحديد(III)كلوريد الحديديك ومحاليل هذه المركبات ذات لون أصفر أو برتقالي.

يتكون على سطح الحديد في الجو الرطب طبقة من الصدأ (أكسيد الحديدIII المائي $Fe_2O_3.xH_2O$) ويمكن حماية الحديد والفولاذ من الصدأ بواسطة الجلفنة وهي الطلاء بطبقة من الزنك .

عناصر القطاع f :

توجد عناصر القطاع f في أسفل الجدول وتسمى العناصر الانتقالية الداخلية وهي سلسلتين هما اللانثانيدات والأكتينيدات وجميعها عناصر غير مستقرة لو تركت بمفرده فستتغير إلى ذرة من نوع أخر

اليورانيوم :

هو العنصر رقم ٩٢ وهو من أشهر العناصر غير الثابتة وأهمها وهو فلز فضي اللون لم يهتم أحد بوجوده في الأربعينات حتى ظهرت أهميته في القرن العشرين بعد إكتشاف نشاطه الإشعاعي فأصبح على درجة كبيرة من الأهمية

مم تتكون إشعاعات اليورانيوم؟

- تتكون من جسيمات أصغر بكثير من الذرات وقد سميت الجسيمات دون ذرية
- استخدمت هذه الجسيمات الدورية لتحويل نوع من الذرات إلى نوع آخر وتسمى هذه التفاعلات بالتفاعلات النووية
- تم بناء المفاعلات الذرية لإنتاج الطاقة من التفاعلات النووية
- تم التوصل الى طريقة عمل القنابل النووية وهكذا أصبح اليورانيوم الذي كان عديم الفائدة من أهم العناصر وأخطرها .
- النتائج الخطيرة لهذه الأسلحة على على الانسان والبيئة تستمر بالظهور مع مرور الوقت فتصبح البيئة ملوثة ونشطة اشعاعياً
- التلوث الذي يصيب التربة يستمر مع عمر الأرض .

كيميـــــاء المـــــاء :

تركيب الماء

- يتكون الماء(H_2O) من عنصري الهيدروجين و الأكسجين
- يتخذ جزيء الماء شكلا زاوياً "هرم رباعي الأوجه"
- يحتوي على رابطتين تساهميتين قطبيتين
- ترتبط جزيئات الماء معاً بروابط هيدروجينية

الخواص الفيزيائية والكيميائية للماء :

- سائل في درجة الحرارة العادية , عديم اللون والطعم والرائحة
- كثافة ١جم/سم٣ ,ودرجة غليانه ١٠٠مْ ودرجة تجمده صفر مْ
- الحرارة النوعية للماء ١ سعر/ جم . مْ
- يعتبر الماء من أفضل المذيبات حيث يذيب أغلب الغازات والأملاح
- تؤدي الخاصية الطبية لجزيء الماء دوراً فعالاً في عملية ذوبان المواد البلورية "الأيونية " حيث يقوم الطرف الموجب لجزيئات الماء بجذب الأيونات السالبة والطرف السالب من جزيئات الماء يقوم بجذب الأيونات الموجبة فتتم عملية الذوبان
- الماء النقي موصل رديء جداً للكهرباء

تحليل الماء

- يتحلل الماء الى عنصريه عند امرار الكهرباء فيه حيث يتكون غاز الهيدروجين حول المهبط بينما يتكون غاز الأكسجين عند المصعد
- عند المهبط $4H_2O_{(l)} + 4e^- \rightarrow 2H_{2\,(g)} + 4OH^-_{(aq)}$
- عند المصعد $2H_2O_{(l)} \rightarrow 4H^+_{(aq)} + O_{2\,(g)} + 4e^-$

تقطير الماء

يتم فيه فصل الماء عن الشوائب بالتسخين حتى يتم تبخير الماء ثم يعاد تكثيفه"ماء المطر"

الماء الثقيل (أكسيد الديوتيريوم D_2O)

- هو نوع من الماء تستبدل فيه ذرة الهيدروجين بذرة ديوتيريوم (أحد نظائر الهيدروجين تحتوي في نواتها على بروتون ونيوترون واحد)
- يتشابه الماء الثقيل مع الماء العادي في معظم الصفات الكيميائية
- يتم تحضير الماء الثقيل عن طريق التحليل الكهربي للماء العادي
- يستخدم الماء الثقيل في دراسة التفاعلات الكيميائية المختلفة ومبرداً في المفاعلات النووية

وجه المقارنة	الماء العادي	الماء الثقيل
درجة الغليان	١٠٠ مْ	١٠١.٤ مْ
درجة التجمد	٠ مْ	٣.٨ مْ

أشكال المياه في الطبيعة :

- ماء نقي : مثل مياه المطر قبل أن تذيب أملاح التربة
- ماء عذب : مثل مياه الأنهار والبحيرات والمياه الجوفية والجليد وهي تحتوي على كمية من الأملاح الذائبة فيها مثل الكلوريدات والكبريتات والكربونات لفلزات الصوديوم والكالسيوم والماغنسيوم والحديد حيث تتراوح نسبة الأملاح فيها من (٥٠ - ١٠٠) جزء في المليون .
- ماء مالح : مثل مياه البحار والمحيطات وفيها تصل نسبة الأملاح الذائبة إلى حوالي ٣٥٠٠٠ جزء في المليون

مصادر المياه في المملكة :

- المياه الجوفية "الآبار"
- تحلية مياه البحر
- ماء زمزم

طرق تحلية مياه البحر

التقطير - التناضح العكسي - الميز الغشائي الكهربي - التبادل الأيوني

(١)التقطير العادي:

يتم بتسخين الماء المالح تحت ضغط جوي عادي

(٢) التبخير الومضي

يتم بتسخين الماء المالح تحت ضغط جوي منخفض ليغلي عند درجة حرارة أقل من درجة غليانه العادية

(٣) التناضح (الإنتشار الغشائي)

تعتمد هذه الطريقة على المبدأ التالي : عندما يوضع غشاء شبه منفذ بين الماء المالح والماء العذب فإن الماء العذب ينتقل عبر الغشاء إلى الماء المالح .أما إذا جعلنا ضغط الماء المالح أعلى من الضغط التناضحي (ضغط الانتشار الغشائي) فإن اتجاه النفاذ ينعكس وينتقل الماء العذب عبر الغشاء من الماء المالح نحو الماء العذب تاركاً ماء البحر المركز بالأملاح

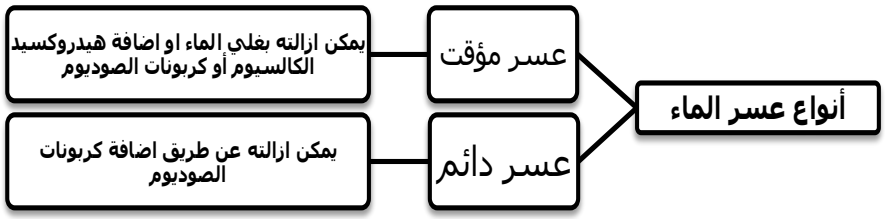
الماء العسر:

هو ماء يحتوي على بعض أملاح الكالسيوم أو الماغنسيوم والتي تكون على هيئة كربونات أو كبريتات وهي تقلل من صلاحية الماء للشرب أو لطهو الطعام وكذلك للغسيل لأنها تكون مع الصابون أملاحا شحيحة الذوبان في الماء

أنواع عسر الماء:

- عسر مؤقت : عندما يحتوي الماء على بيكربونات أو كربونات الكالسيوم ويمكن ازالته بغلي الماء او اضافة هيدروكسيد الكالسيوم أو كربونات الصوديوم

عسر دائم : عندما يحتوي الماء على أملاح أخرى للكالسيوم والماغنسيوم مثل الكلوريدات والكبريتاتوالسليكات وتبقى ذائبة بعد التسخين ويمكن ازالته عن طريق اضافة كربونات الصوديوم



العسر المؤقت

سببه إحتواء الماء على أملاح البيكربونات (HCO_3^-)

يمكن ازالته بغلي الماء او اضافة هيدروكسيد الكالسيوم أو كربونات الصوديوم

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

العسر الدائم

سببه إحتواء الماء على أملاح أخرى للكالسيوم والماغنسيوم مثل الكلوريدات والكبريتات والسليكات وتبقى ذائبة بعد التسخين ويمكن ازالته عن طريق اضافة كربونات الصوديوم

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3 + Na_2SO_4$$

مكونات الهواء الجوي

- كان يعتقد أن الهواء عنصر مستقل بذاته وليس مزيجا من غازات مختلفة
- في عام ١٧٧٥م أثبت لافوازييه أن الهواء يتكون من أكثر من غاز وأن أحد هذه الغازات المكونة له هو غاز الأكسجين .
- يتكون الهواء الجاف في معظمه من النيتروجين والاكسجين (٩٩%) ويليها الأرغون بالاضافة ال عدد أخر من الغازات والابخرة ولكن بكميات ضئيلة

N_2	O_2	Ar	CO_2	غازات أخرى
%٧٨.٠٨٤	%٢٠.٩٤٦	%٠.٩٣٤	%٠.٣٢١	نسبة صغيرة جدا

الأكسجين :

يشكل ٨٩% من وزن الماء و ٢٣% من وزن الهواء

استخلاصه من الهواء

يتم الحصول عليه صناعيا من التقطير التجزيئي للهواء المسال

تحضيره في المختبر :

يحضر بتحلل فوق أكسيد الهيدروجين باستخدام ثاني أكسيد المنجنيز.

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO} 2H_2O + O_2$$

الخواص الفيزيائية للأكسجين

غاز عديم اللون والطعم والرائحة يذوب بقلة في الماء

أثقل من الهواء ويمكن اسالته بالتبريد والضغط

الاكسجين السائل لونه أزرق باهت ولا يوصل الكهرباء

الخواص الكيميائية للأكسجين

يوجد بصورة حرة في الهواء نتيجة قوة الرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتي الأكسجين في الجزيء

يتميز بأن له القدرة على الاتحاد المباشر بجميع العناصر ما عدا(الفلور والبروم والذهب والفضة والبلاتين والغازات النبيلة)

أنواع الأكاسيد الناتجة عنه

عندما تكون كميته قليلة

$$4Na+O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

عندما تكون كميته كبيرة تتكون فوق الأكاسيد

$$2Na+O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

استخدامات الاكسجين وفوائده:

- يستخدم في الحصول على درجة حرارة عالية عند احتراقه مع الهيدروجين أو الاستيلين ويستخدم هذا اللهب في قطع ولحام المعادن
- يستخدم الاكسجين السائل في عمل المتفجرات وفي عمليات التبريد
- الاكسجين المضغوط في اسطوانات يستخدم في أجهزة التنفس الخاصة بالغواصين والطيارين ورجال الانقاذ والمستشفيات
- مادة مؤكسدة لوقود الصواريخ

النيتروجين

- يوجد في الهواء بنسبة٧٨.٩%حجماً كما يوجد في اجسام الكائنات الحية . حيث أنه العنصر الاساسي في تركيب البروتينات

استخلاصه

- بإسالة الهواء بالضغط والتبريد ثم التقطير تجزيئياً حيث ينفصل النيتروجين عن مكونات الهواء عند -١٩٦ درجة م

تحضيره في المختبر:

يحضر بتسخين خليط من محلول نيتريت الصوديوم وكلوريد الامونيوم

$$NH_4Cl + NaNO_2 \xrightarrow{\Delta} NaCl + NH_4NO_2$$

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{\Delta} N_2 + 2H_2O$$

استخدامات النيتروجين وفوائده

- يدخل في صناعة النشادر وحمض النيتريك والاسمدة النيتروجينية
- نظرا لخموله يستخدم في الصناعة والمختبرات كغاز واق لمنع التاكسد

يدخل في تكوين المواد البروتينية .

- يوجد في الهواء بنسبة ٠.٠٤ % تقريباً
- له أهمية كبيرة في عملية البناء الضوئي في النباتات
- ينتج من عمليات الزفير في الكائنات الحية . ومن عمليات الاحتراق

تحضيره :

يحضر بتفاعل حمض مخفف مع كربونات أحد الفلزات القلوية أو القلوية الأرضية

فوائده

- يستخدم في اطفاء الحرائق
- يستخدم في صناعة الثلج الجاف المستخدم في عمليات التبريد
- يقوم بدور مهم في عملية البناء الضوئي وتكوين المواد الكربوهيدراتية والدهنية والبروتينية.
- يستخدم في صناعة المياه الغازية .

تلوث الهواء

يقصد به وجود المواد الضارة بالهواء مما يلحق الضرر بصحة الانسان في المقام الول ومن ثم البيئة التي يعيش فيها

تصنف ملوثات الهواء الى قسمين :

مصادر طبيعية : مثل الأتربة – البراكين – حرائق الغابات وغيرها

مصادر صناعية مثل عادم السيارات الناتج عن احتراق الوقود وتوليد الكهرباء وغيرها

ما المواد الكيميائية التي تسبب تلوث الهواء ؟

ثاني اكسيد الكربون – أكاسيد النيتروجين

أول أكسيد الكربون – دخان السجائر- الرصاص