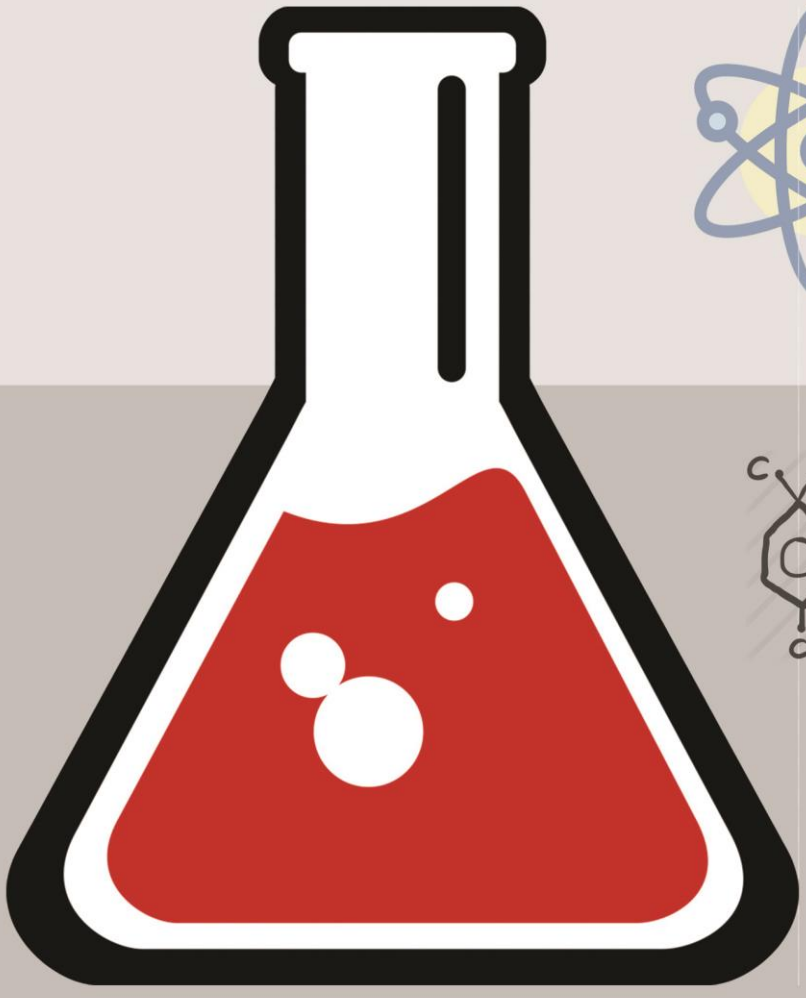
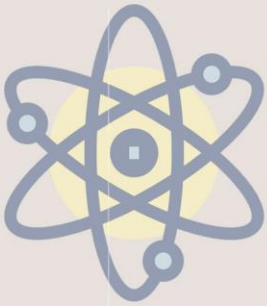
البروفيسور في الكيمياء

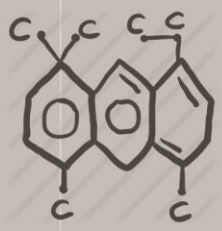
الصف العاشر

الفصل الأول

إعداد : أ. هاني بني هنديل







2019

mobiel : 0785110493

1 أولاً : نظرة تاريخية

⇦ **مقدمة :** بدأ الإنسان بدراسة المادة Matter والتعرف على مكوناتها منذ ما يزيد عن ٢٥٠٠ عام، ولعل من أوائل من اهتم بذلك هم اليونان القدماء، ولعدم توفر الأدوات والوسائل، فقد قدموا ملاحظات تعتمد على الحواس والتفكير الفلسفي، **ومن هؤلاء: ديمقريطس وأرسطو** .

➢ آراء ديمقريطس :

(تتكون المادة من عدد كبير من الدقائق غير القابلة للانقسام سمّاها "ذرات" Atoms)

➢ آراء أرسطو :

(المادة لا متناهية ؛ أي يمكن تجزئتها إلى ما لا نهاية)

سؤال : لماذا لم يتمكن الفلاسفة القدماء من إثبات تصوراتهم عن المادة ومكوناتها؟

الجواب : لأنهم قدموا آراءهم اعتماداً على الحواس والتفكير الفلسفي، ولم يقدموها بناءً عن تجربة أو استخدام الأدوات والوسائل .

➢ إسهامات علماء العرب والمسلمين :

بقي جوهر المادة غير قابل للإثبات إلى أن أسهم في تطويره علماء العرب والمسلمين **باعتمادهم المنهج العلمي التجريبي** ، وعلى رأسهم **جابر بن حيان** .

☒ مكونات الذرة : تتكون الذرة من ثلاثة مكونات أساسية ، هي :

١. **الإلكترونات :** وهي جسيمات **سالبة** الشحنة توجد **في الفراغ المحيط** بالنواة .
٢. **البروتونات :** وهي جسيمات **موجبة** الشحنة توجد **داخل نواة** الذرة .
٣. **النيوترونات:** وهي جسيمات **متعادلة** ، توجد مع البروتونات **داخل نواة** الذرة .

الجسيم	مكان وجوده في الذرة	شحنته
الإلكترون	الفراغ المحيط بالنواة	سالب
البروتون	داخل النواة	موجب
النيوترون	داخل النواة	متعادل

➢ قوانين الاتحاد الكيميائي :

أدت التجارب المبنية على **المنهج العلمي التجريبي** إلى معرفة قوانين الاتحاد الكيميائي، والتي تعتبر الأساس للبناء الذري ، **مثل : قانون حفظ المادة و قانون النسب الثابتة .**

أولاً : قانون حفظ المادة

وضعه العالم الفرنسي لافوازييه

ينص على أن :"المادة لا تفنى ولا تُستحدث"

ثانياً : قانون النسب الثابتة

اكتشف العالم الفرنسي جوزيف بروست وينص على أن :

" النسب المئوية لكتل العناصر في مركبٍ ما هي نسبٌ ثابتةٌ مهما اختلفت طرق تحضير هذا المركب "

✓ **توضيح لقانون النسب الثابتة : يمكن تحضير الماء بعدة طرق ، منها :**

١. **تفاعل الهيدروجين مع الأكسجين .**

$$3H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

٢. **تفاعل الحمض مع القاعدة.**

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

٣. **تفاعل احتراق الميثان .**

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$$

☒ **فلو حللنا الماء الناتج بالطرق الثلاث ، لوجدنا أنه يتكوّن من الهيدروجين والأكسجين بنسبة كتلية ثابتة هي ١٦:٢**

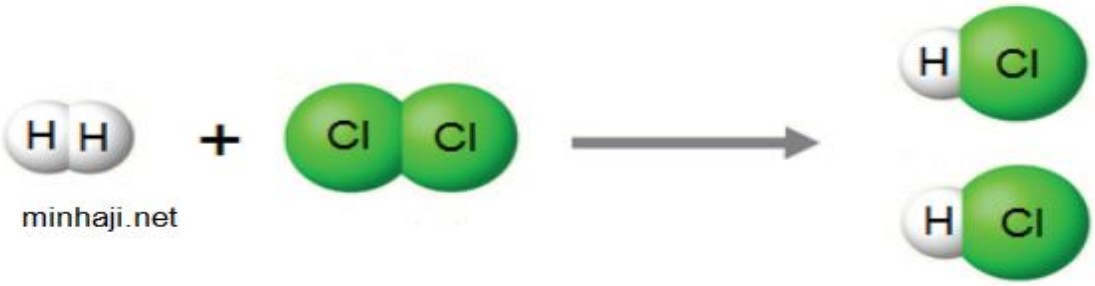
2 ثانياً : نظرية دالتون الذرية

✓ **وضع العالم الإنجليزي جون دالتون ما يمكن اعتباره أول نظرية علمية عن الذر ة ، ويمكن تلخيص فرضياتها في ما يأتي :**

١. تتكون جميع المواد من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تسمى (ذرات).
٢. تتشابه ذرات العنصر الواحد **في الحجم والشكل والكتلة**، ولكنها تختلف في هذه الخصائص عن ذرات العناصر الأخرى .
٣. **التفاعل الكيميائي** : هو إعادة توزيع الذرات دون المساس بصفاتها الأساسية

جون دالتون

سؤال : يبين الشكل الآتي رسماً تخطيطياً لتفاعل الهيدروجين (H_2) مع الكلور (Cl_2) لتكوين كلوريد الهيدروجين (HCl) . ادرسه ثم أجب عن الأسئلة الآتية :



١. **أيهما أكبر حجماً ؛ ذرات الهيدروجين أو ذرات الكلور ؟**
٢. **هل يختلف عدد ذرات كلّ من: الهيدروجين والكلور في المواد المتفاعلة عنه في المواد الناتجة؟**
٣. **كيف تتوزع ذرات كلّ من الهيدروجين والكلور في المواد المتفاعلة والناتجة ؟**

✓ **الإجابة :**

١. ذرات الكلور أكبر حجماً.
٢. لا.
٣. في المواد المتفاعلة ترتبط ذرة الهيدروجين مع ذرة الهيدروجين ، وذرة الكلور مع ذرة الكلور، أما في المواد الناتجة فترتبط ذرة الهيدروجين مع ذرة الكلور .

3

ثالثاً : اكتشاف الإلكترون

- توالت التجارب التي قادت إلى الاستنتاج بأن الذرة تحتوي على جسيمات صغيرة مشحونة ، وليس كما اعتقد دالتون بأن الذرة هي أصغر جزء من المادة ، **ومن تلك التجارب :**

١. **تجارب التحليل الكهربائي .**
٢. **تجارب التفريغ الكهربائي .**
٣. **اكتشاف ظاهرة النشاط الإشعاعي .**

التحليل الكهربائي : إمرار تيار كهربائي في محاليل أو مصاهير المواد الأيونية .

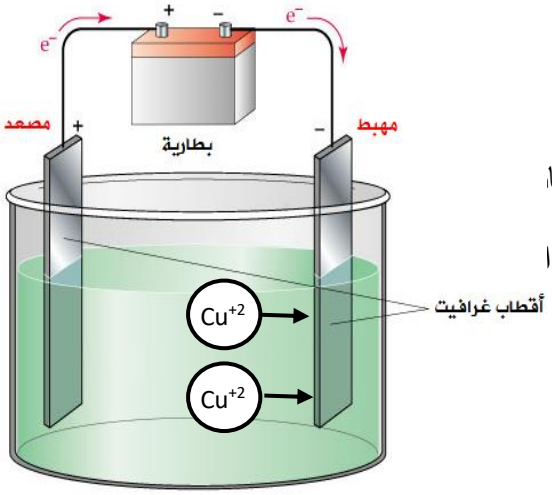
تجارب التحليل الكهربائي

قام العالم (مايكل فاراداي) بدراسة أثر تمرير التيار الكهربائي في المحاليل الكهرلية ومصاهيرها بإستخدام خلايا التحليل الكهربائي

توصل فاراداي إلى أن : إمرار تيار كهربائي خلال محلول أو مصهور مادة أيونية ، أدى إلى حدوث تغيرات كيميائية على الأقطاب .

⇦ الاستنتاج :

- ✓ أن للمادة طبيعة كهربائية .
- ✓ أن للمادة شحنات سالبة وهي جزء من تركيب المادة .



❋ مثال على تجربة التحليل الكهربائي :

- ✓ فعند تمرير تيار كهربائي خلال محلول يحتوي على أيونات نحا

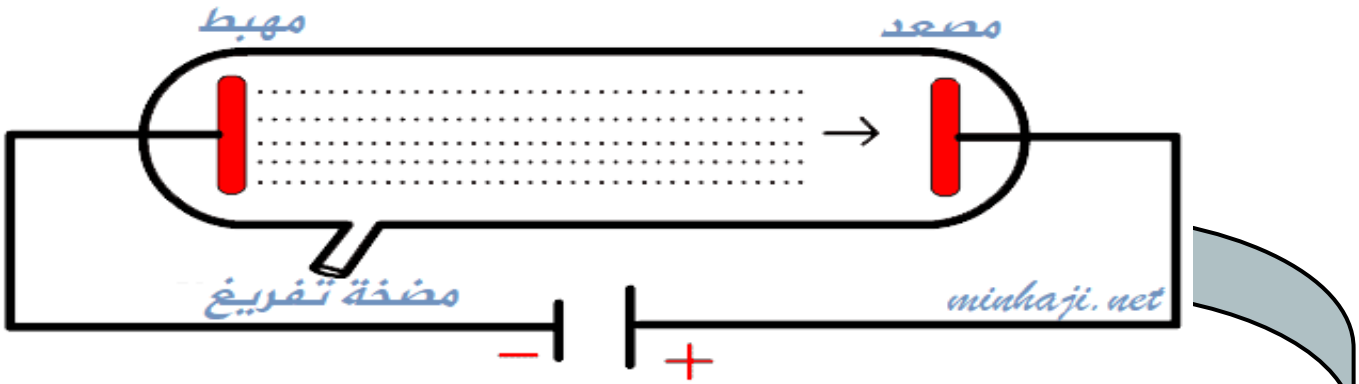
تكتسب أيونات النحاس شحنات سالبة من مصدر التيار فتترسب ذرا

النحاس، **وهذا ما دعاه للاستنتاج بأن :**

" الشحنات السالبة جزء من تركيب مادة النحاس "

☒ تجارب التفريغ الكهربائي :

- ✓ **التفريغ الكهربائي :** إمرار تيار كهربائي عبر الغازات في أنابيب التفريغ .
- ✓ **الهدف من التجربة :** التعرف على الطبيعة الكهربائية للذرة .
- ✓ **تجرى هذه التجربة بإستخدام أنابيب خاصة** تدعى أنابيب التفريغ الكهربائي أو أنابيب الأشعة المهبطية .
- ✓ **أنابيب الأشعة المهبطية :** هي أنابيب زجاجية مثبت في طرفيها من الداخل قطبان فلزيان وتحوي داخلها غاز ذو ضغط منخفض .



- ➢ عند وصل القطبين لمصدر كهربائي ذي فرق جهد عالي يسري تيار كهربائي خلال الغاز أي **يحدث تفريغ كهربائي للشحنات الكهربائية** .
- ➢ يرافق ذلك سريان أشعة بين القطبين " **تسمى الأشعة المهبطية** " .

- ➢ **سؤال : علل :** تسمية الأشعة المهبطية بهذا الاسم ؟
- ✓ **الجواب : لأنها تنطلق من القطب السالب الذي يسمى المهبط .**

استنتج العلماء

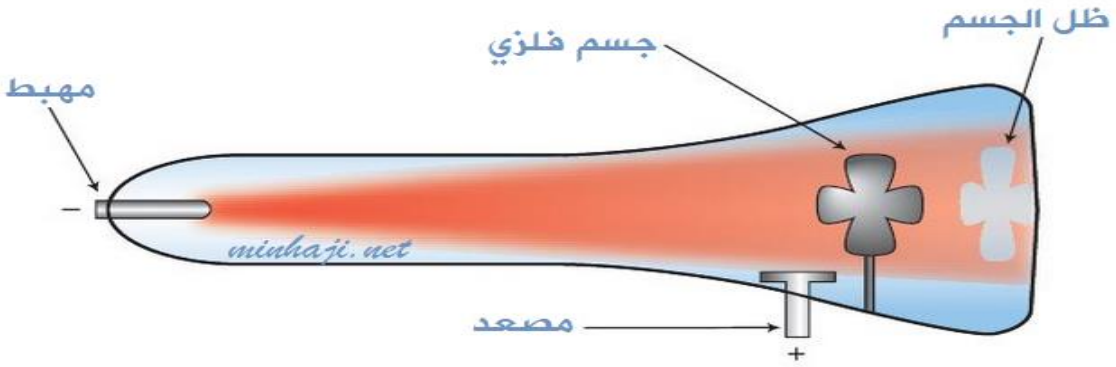
أن الأشعة المهبطية
جسيمات مادية سالبة تنجذب
نحو القطب الموجب (المصعد)
وأطلقوا عليها أسم الإلكترونات

➢ خصائص الأشعة المهبطية :

١. **تسير في خطوط مستقيمة** ؛ بدليل تكون ظل للجسم الموضوع في طريقها .

٢. **تتأثر بالمجال المغناطيسي ، فتنحرف عن مسارها حسب القطب الذي تقربه منها** ؛ مما يدل على أنها ذات شحنات كهربائية .

٣. **لها القدرة على تحريك دولاب صغير إذا وضع في مسارها** ؛ مما يدل على أنها جسيمات مادية تمتلك طاقة حركية .



☒ أهتم العالم البريطاني ثومسون بدراسة شحنة الإلكترون وكتلته ؛ وتوصل إلى :

- ✓ معرفة شحنة الإلكترون إلى كتلته (ش/ك) ؛ ووجد أنها تساوي ١,٧٦×١٠^٨ كولوم / غ .
- ✓ أن شحنة الإلكترون إلى كتلته لا تتغير بتغير نوع الغاز المستخدم بالتجربة .
- ✓ أن جميع الذرات تحتوي على إلكترونات .

ملاحظة :

قام العالم الأمريكي ميليكان بالعديد من التجارب وحسب من خلالها شحنة الإلكترون وتوصل إلى أنها تساوي ١,٦×١٠^-١٩ كولوم .

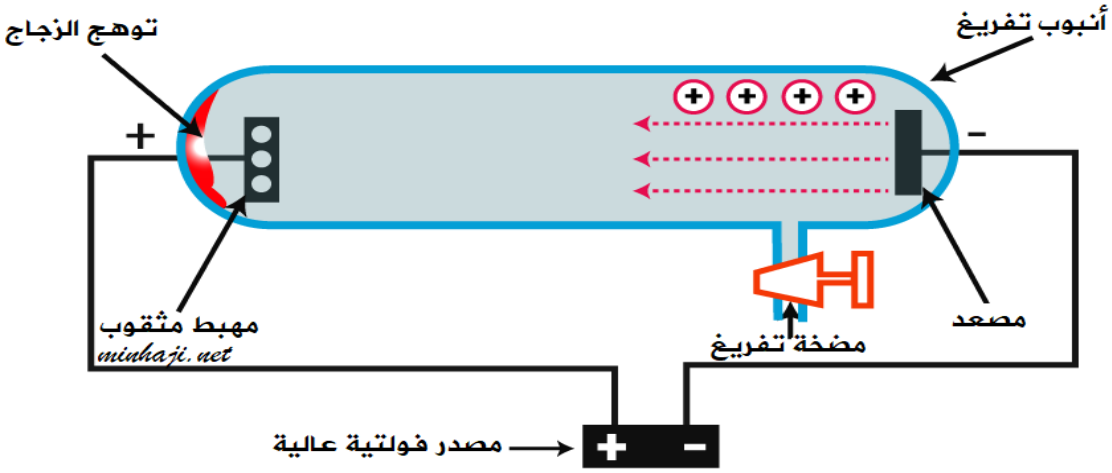
4 رابعاً : اكتشاف البروتون

➢ أثبتت الأشعة المهبطية وجود شحناتٍ سالبةٍ في الذرات، تمثلها الإلكترونات، لذلك افترض العلماء وجود شحناتٍ موجبةٍ في الذرات تجعلها متعادلة، **وقد أدى ذلك لاكتشاف البروتون من خلال :**

١. **أشعة القناة .**
٢. **مطياف الكتلة .**

❖ أولاً : أشعة القناة :

⇦ استخدم العلماء مهبطاً مثقباً في أنبوب التفريغ، فظهرت أشعة أخرى خلف المهبط، سميت **بأشعة المصعد أو أشعة القناة** ، وسميت كذلك لأنها تسري على شكل قنوات تخترق ثقوب المهبط .



✓ تجرى بإستخدام أنابيب خاصة غير تلك المستخدمة في الأشعة المهبطية .

✓ يتكون القطب السالب من قرص فيه ثقوب صغيرة .

✓ عند حدوث التفريغ الكهربائي تنطلق الالكترونات من المهبط إلى المصعد .

✓ المهبط مطلي بمادة كبريتيد الخارصين القابلة للتوهج لذلك نلاحظ توهج الزجاج المقابل لتلك الثقوب ، وهذا يعني وجود جسيمات موجبة تنجذب باتجاه المهبط .

✓ عندما تصادف هذه الجسيمات فتحة تمر من خلالها تصطدم بالزجاج الموجود خلف المهبط فيتوهج .

❖ خصائص أشعة القناة :

١. تختلف باختلاف نوع الغاز الموجود في الأنبوب .

٢. هي جسيمات مادية لها طاقة حركية وتسير بخطوط مستقيمة .

٣. شحنتها موجبة .

٤. نسبة شحنتها الى كتلتها ليست ثابتة كما في الأشعة المهبطية .

❖ أثبتت التجارب التي أجريت على أشعة القناة :

✓ أن أصغر كتلة لأيون موجب تكون لأيون الهيدروجين .

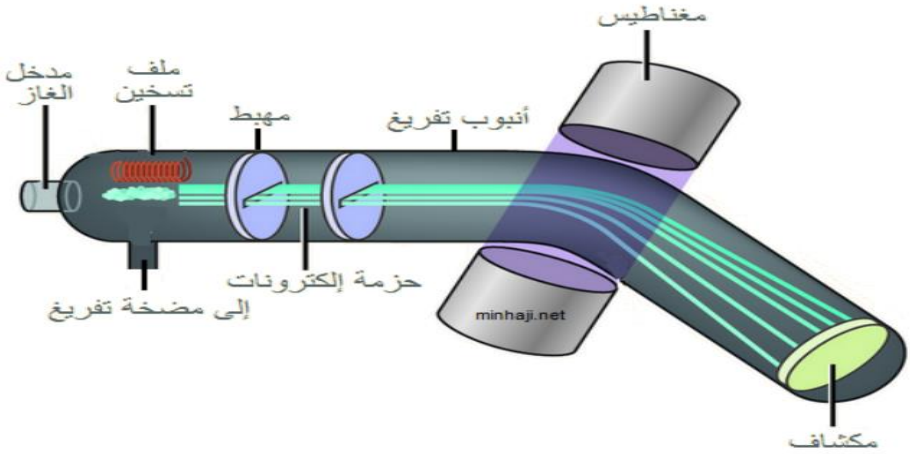
✓ أن كتلة أي أيون موجب هي مضاعفات من كتلة أيون الهيدروجين الموجب .

⇦ لذا اعتبر **أيون الهيدروجين** مكوناً أساسياً لذرات العناصر الأخرى وسمي فيما بعد **البروتون** ، أي **المكون الأولي** .

❖ ثانياً : مطياف الكتلة :

✓ استخدم العلماء جهاز مطياف الكتلة **لحساب شحنة البروتون إلى كتلته** .

✓ **جهاز مطياف الكتلة :** هو جهاز خاص ، استخدم لحساب نسبة شحنة البروتون إلى كتلته .



➢ وقد تبين ما يلي :

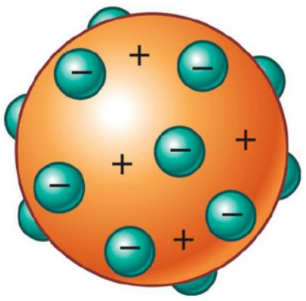
١. قيمة (ش/ك) للأيونات الموجبة تختلف باختلاف نوع الغاز؛ وهذه يعني أن الأيونات الموجبة تختلف في كتلها .

٢. قيمة (ش/ك) للأيون الموجب في جميع الحالات أصغر بكثير من قيمة (ش/ك) للإلكترون؛ وهذا يعني أن كتلة البروتون أكبر من كتلة الإلكترون .

☒ **سؤال : الجدول الآتي يبيّن بعض خصائص الأشعة المهبطية وأشعة القناة ادرسه وأكمل الفراغات بما يناسبها :**

الخاصية	الأشعة المهبطية	أشعة القناة
الشحنة	سالبة	موجبة
الكتلة	ضئيلة	كبيرة نسبياً
طبيعة الأشعة	جسيمات مادية	جسيمات مادية

➢ نموذج ثومسون :



بعد أن عرف العلماء أن الذرة تحتوي على شحنات موجبة وأخرى سالبة ؛ **اقترح ثومسون نموذجاً للذرة افترض فيه :**

" أن الذرة عبارة عن كرة من الجسيمات ذات شحنة موجبة يوجد على سطحها إلكترونات سالبة تتوزع حولها بانتظام " .

إعداد المعلم : هاني بني هذيل خلوي : 0785110493 hani92saad@Gmail.com

5 خامساً : نموذج رذرفورد وتجارب النشاط الإشعاعي

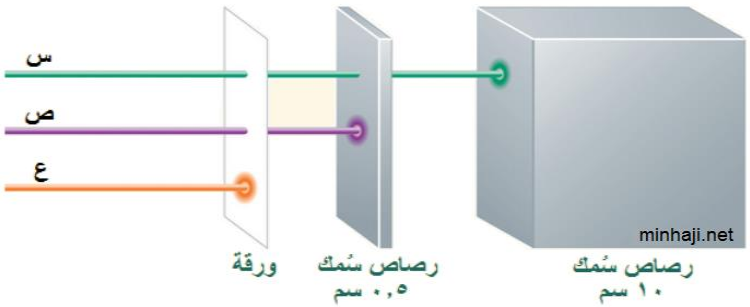
❖ ظاهرة النشاط الإشعاعي :

- ✓ لاحظ العالم الفرنسي هنري بيكرويل تلف أفلام فوتوغرافية موجودة في مع أملاح اليورانيوم في درج مكتبه فقام بتتبع هذه الظاهرة .
- ✓ توصل العالم هنري إلى أن بعض العناصر كاليورانيوم تطلق أنواع مختلفة من الأشعة للوصول إلى حالة الاستقرار .
- ✓ قد بينت التجارب أن العناصر المشعة تطلق **ثلاثة أنواع من الإشعاعات النووية ولها خصائص وهي** :

وجه المقارنة	ألفا α	بيتا β	غاما γ
الشحنة	٢+	١-	متعادلة
الكتلة	٦,٦٤ × ١٠$^{-٢٧}$ كغم	٩,١١ × ١٠$^{-٣١}$ كغم	صفر
طبيعتها	دقائق مادية	دقائق مادية	أمواج كهرومغناطيسية
القدرة على اختراق الأجسام	قليلة	عالية	عالية جداً

➢ **الشكل التالي يمثل قدرة الأنواع الثلاثة للإشعاعات النووية على اختراق جسم الإنسان :**

☒ **سؤال : تأمل الشكل الآتي، ثم حدّد أي الرموز (س، ص، ع) الواردة في الشكل تمثّل : أشعة بيتا، وأشعة غاما، وأشعة ألفا.**



✓ **الإجابة : رموز الأشعة :**

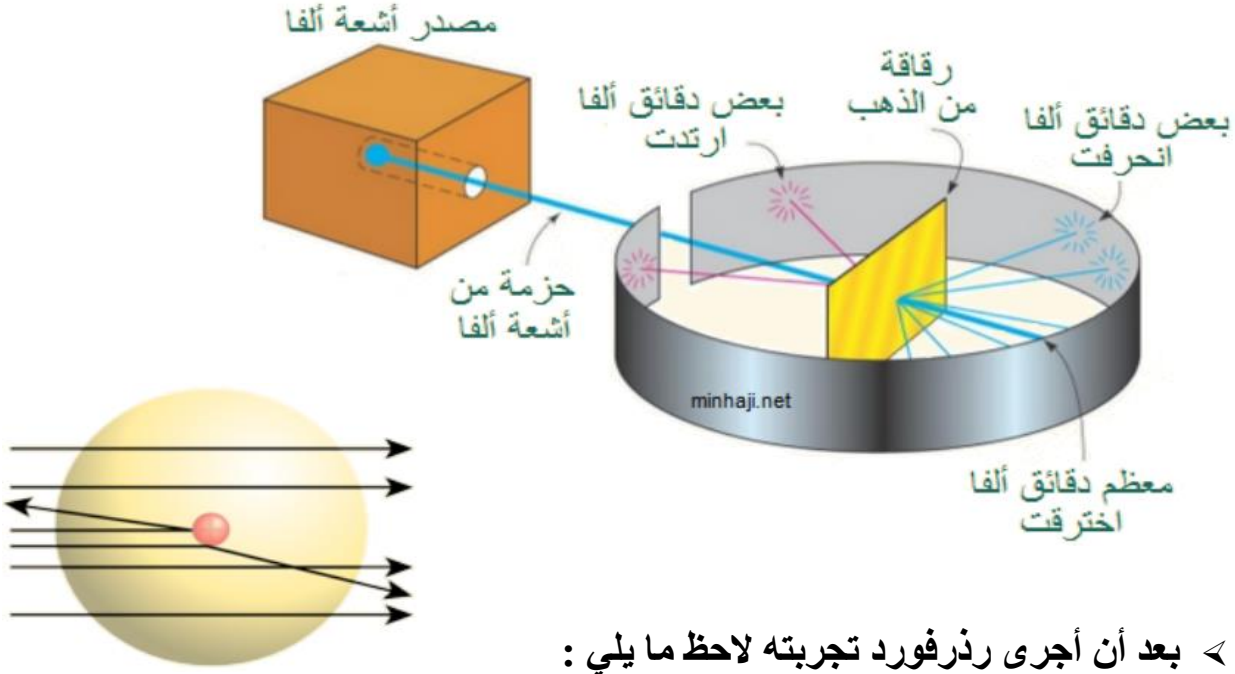
(س) : أشعة غاما .

(ص) : أشعة بيتا .

(ع) : أشعة ألفا .

❖ نموذج رذرفورد :

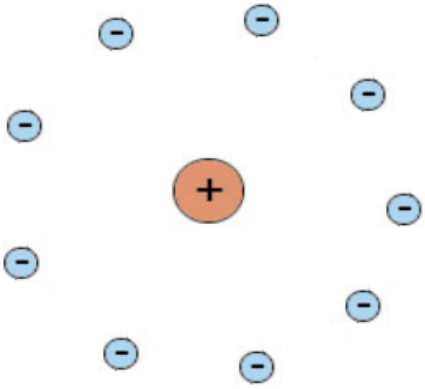
- ✓ استفاد العالم رذرفورد من نتائج تجربة هنري بيكوريل ووظفها في فحص نموذج ثومسون .
- ✓ سلط رذرفورد جسيمات ألفا (موجبة الشحنة) مصدرها مادة مشعة على صفيحة رقيقة من الذهب .
- ✓ كان رذرفورد يتوقع أن تمر جميع دقائق ألفا خلال الصفيحة بالطريقة نفسها؛ لأن الذرة متجانسة وفق تصور ثومسون .



➢ **بعد أن أجرى رذرفورد تجربته لاحظ ما يلي :**

مشاهدات رذرفورد	تفسير المشاهدات
✓ اخترقت معظم أشعة ألفا عبر صفيحة الذهب دون أن أي انحراف	أي أن معظم حجم الذرة فراغ
✓ جزء بسيط من دقائق الفا انحرف عن مساره بزوايا مختلفة	لمروره بالقرب من النواة الموجبة ، فتنافرت معها
✓ نسبة ضئيلة من دقائق ألفا ارتدت عن مسارها كلياً	بسبب اصطدامها بنواة الذهب الموجبة فتنافرت معها

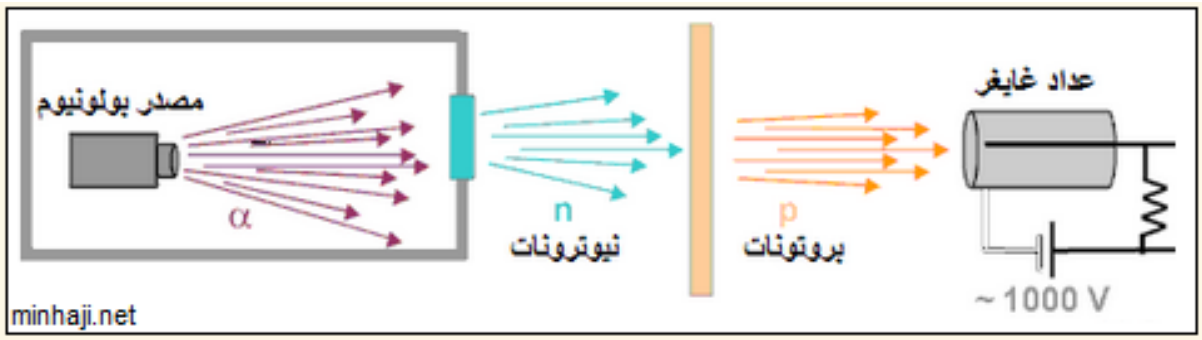
➢ **وضع رذرفورد نموذجاً للذرة ويضم الافتراضات التالية :**



١. تتكون الذرة من نواةٍ في مركزها، وإلكترونات تدور حولها .
٢. شحنة النواة موجبة، وتتركز فيها معظم كتلة الذرة .
٣. معظم حجم الذرة فراغ .

6 سادساً : اكتشاف النيوترونات

- كان العلماء يعتقدون بأن كتلة الذرة تساوي كتلة البروتونات الموجودة في نواتها .
- أثبت مطياف الكتلة أن كتلة الذرة ضعف كتلة نواته ، وهذا ما هداهم لافتراض وجود جسيمات متعادلة داخل النواة ، كتلتها مساوية لكتلة البروتونات .
- بقيت هذه الفكرة دون إثبات إلى أن أثبتها العالم **الانجليزي شادويك** عام ١٩٣٠ ، عندما قذف عنصر البريليوم بدقائق ألفا فانطلقت جسيمات متعادلة الشحنة كتلتها تماثل كتلة البروتونات تقريباً سماها نيوترونات .

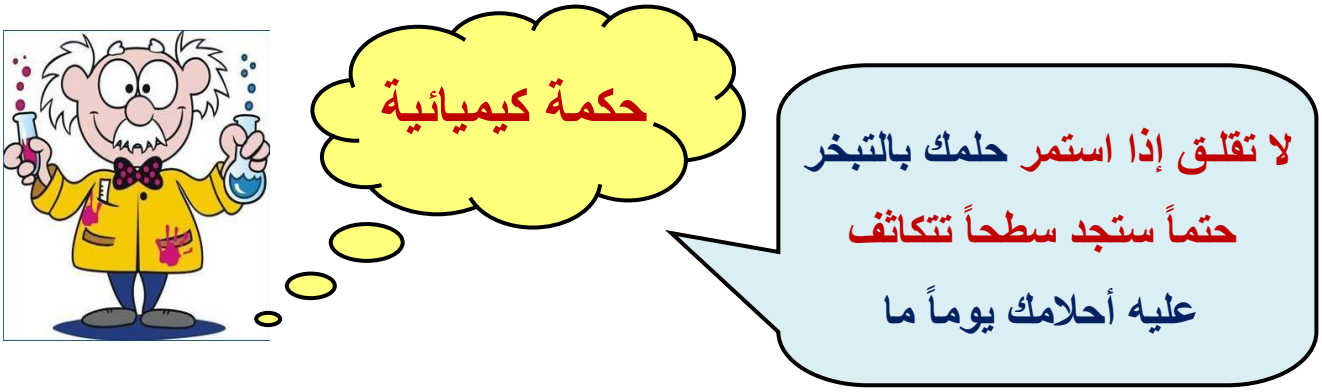


☒ **سؤال : لماذا تأخر اكتشاف النيوترون ؟**

✓ **الإجابة :**

١. لعدم وجود أجهزة دقيقة جداً لحساب كتل الذرات .

٢. ولأن النيوترونات لا تحمل شحنة ، لذا فهي لا تتأثر بالمجال المغناطيسي والكهربائي ، مما جعل من الصعب ملاحظة أثرها .

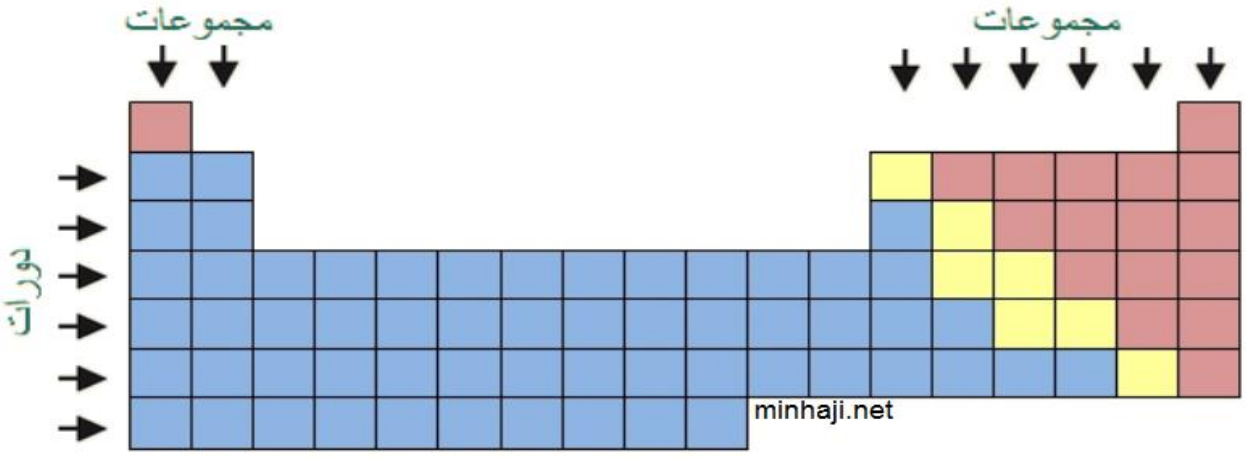


1 الجدول الدوري للعناصر

❖ تترتب العناصر الكيميائية في الجدول الدوري بناءً على تزايد أعدادها الذرية وتوزيع الإلكترونات فيها .

❖ تترتب العناصر في الجدول الدوري في صفوفٍ أفقية تسمى **دورات** ، وأعمدة تسمى **مجموعات** .

❖ يوجد في الجدول الدوري سبع دوراتٍ أفقية ، وثمان مجموعاتٍ عمودية .



❖ تحديد رقم دورة ومجموعة العنصر :

➢ يتم تحديد **رقم دورة** العنصر من خلال عدد الأغلفة (المدارات)التي تشغلها الإلكترونات في التوزيع الإلكتروني للعنصر.

➢ يتم تحديد **رقم مجموعة العنصر** من خلال عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير للعنصر (إلكترونات التكافؤ) .

❖ أقسام مجموعات الجدول الدوري :

➢ **تقسم مجموعات العناصر في الجدول الدوري إلى نوعين من المجموعات هما :**

١. **مجموعات العناصر الممثلة (A).**
٢. **مجموعات العناصر الانتقالية (B).**

❖ التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر :

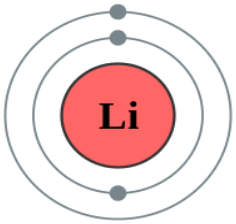
- ✓ تختلف ذرات العناصر عن بعضها في العدد الذري، والذي يمثل عدد البروتونات في نواة ذرة العنصر، وهو يساوي عدد الإلكترونات السالبة إذا كانت الذرة متعادلة .
- ✓ تتوزع الإلكترونات حول النواة في أغلفة (مدارات) ، ولكل غلاف سعته المحددة من الإلكترونات .

➢ **الجدول التالي يمثل السعة القصوى للأغلفة الأربعة الأولى :**

الغلاف	سعته القصوى بالإلكترونات
الأول	2
الثاني	8
الثالث	18
الرابع	32

➢ **شريطة ألا يزيد عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير على (٨) إلكترونات .**

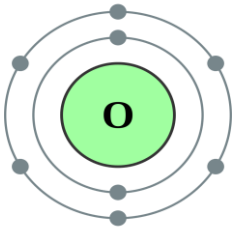
❋ مثال (١) : العدد الذري لعنصر الليثيوم = ٣



- ✓ نضع إلكترونين في الغلاف الأول .
- ✓ نضع الإلكترون الأخير في الغلاف الثاني .

- ✖ بما أن الإلكترونات قد توزعت في غلافين، لذا ينتمي الليثيوم للدورة الثانية .
- ✖ بما أن عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير = ١، فالليثيوم ينتمي للمجموعة الأولى وعدد إلكترونات التكافؤ = ١

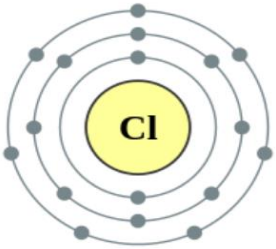
❋ مثال (٢) : العدد الذري لعنصر الأكسجين = ٨



- ✓ نضع إلكترونين في الغلاف الأول .
- ✓ نضع (٦) إلكترونات في الغلاف الثاني .

- ✖ بما أن الإلكترونات قد توزعت في غلافين، لذا ينتمي الأكسجين للدورة الثانية .
- ✖ بما أن عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير = ٦، فالأكسجين ينتمي للمجموعة السادسة وعدد إلكترونات التكافؤ = ٦

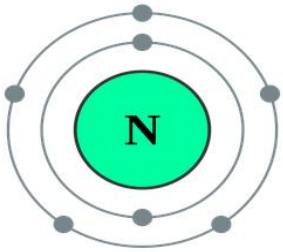
❋ **مثال (٣) : العدد الذري لعنصر الكلور = ١٧**



- ✓ نضع إلكترونين في الغلاف الأول .
- ✓ نضع (٨) إلكترونات في الغلاف الثاني .
- ✓ نضع (٧) إلكترونات في الغلاف الثالث .

× بما أن الإلكترونات قد توزعت في (٣) أغلفة، لذا ينتمي الكلور للدورة الثالثة .
× بما أن عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير = ٧، فالكلور ينتمي للمجموعة السابعة وعدد إلكترونات التكافؤ = ٧

❋ **سؤال : الشكل المجاور يمثل التوزيع الإلكتروني لذرة النيتروجين . أجب عن الأسئلة الآتية :**



١. ما العدد الذري للنيتروجين ؟
٢. ما رقم دورة عنصر النيتروجين ؟
٣. ما رقم مجموعة عنصر النيتروجين ؟
٤. ما عدد إلكترونات التكافؤ لذرة النيتروجين ؟

الإجابة :

١. العدد الذري = ٧
٢. ينتمي النيتروجين للدورة الثانية .
٣. ينتمي النيتروجين للمجموعة الخامسة .
٤. عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة النيتروجين = ٥

❋ **سؤال : يمثل الشكل الآتي الدورات الثلاثة الأولى من الجدول الدوري للعناصر. ادرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة الآتية :**

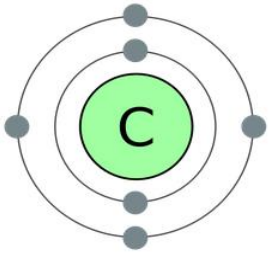
١. ارسم التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون (C) .

- **ما رقم مجموعة عنصر الكربون (C)؟ وما علاقة هذا الرقم بعدد إلكترونات الغلاف الأخير لذرته ؟**

٢. ارسم التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم (Na) .

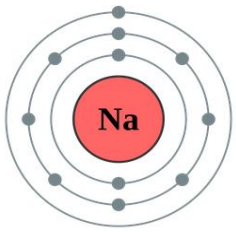
- **ما رقم دورة عنصر الصوديوم (Na)؟ وما العلاقة بين رقم الغلاف الذي ينتهي به التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم (Na) ورقم دورته ؟**

✓الإجابة :



١. التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون :
× ينتمي الكربون للمجموعة الرابعة .
× وعدد إلكترونات الغلاف الأخير في ذرته = ٤

٢. التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم :



- ينتمي الصوديوم للدورة الثالثة .
- ويستخدم الصوديوم ثلاثة أغلفة عند كتابة توزيعه الإلكتروني .

❋ **سؤال : يمثل الشكل التالي جدولاً، يتضمن رموزاً افتراضية. ادرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:**

									X
D						L			
								M	

١. **اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر D .**
٢. **ما عدد إلكترونات الغلاف الأخير لذرة العنصر M ؟ حدد رقم مجموعته.**
٣. **ما العدد الذري للعنصر L ؟**
٤. **اذكر رقم الغلاف الذي ينتهي به التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر X ؟ ما رقم دورته؟**
٥. **لديك العناصر الافتراضية (A , G , W , R) ضع كل عنصر منها في المكان المناسب له ، في الجدول أعلاه ، اعتماداً على المعلومات الآتية :**

- عدده الذري ١٥.
- ينتهي التوزيع الإلكتروني له بوجود ستة إلكترونات في الغلاف الثالث لذرته.
- التوزيع الإلكتروني له (G: 2 , 8 , 2).
- يقع في المجموعة الخامسة والدورة الثانية .

✓ **الإجابة :**

١. التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر D : (D: 2 , 1).
٢. عدد إلكترونات الغلاف الأخير لذرة العنصر M = (٧) ورقم مجموعته (السابعة).
٣. العدد الذري للعنصر L = (٦).
٤. رقم الغلاف الذي ينتهي به التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر X = (١) ورقم دورته (الأولى).
٥. مواقع العناصر (A , G , W , R) :

									X
D						L	R		
	G						A	W	M

1

أولاً : الرابطة الأيونية

❖ أولاً : تكوين الرابطة الأيونية :

- ✓ **إن الرابطة الأيونية** تنشأ بفعل التجاذب الكهربائي بين الايونات المختلفة في الشحنة ؛ حيثُ تنشأ الأيونات السالبة بفعل اكتساب إحدى الذرات إلكتروناً أو أكثر وتنشأ الأيونات الموجبة بسبب فقدان الذرات للإلكترونات .
- ✓ **تكافؤ العنصر (عدد التكافؤ) :** هو عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرةُ أو تكسبها أو تشارك بها عند تفاعلها مع غيرها .
- ✓ **يتم تمثيل الذرات حسب تمثيل لويس بأن يمثل رقم المجموعة (عدد التكافؤ) على شكل نقاط حول الذرة .**

❋ مثال (١) : الرابطة الأيونية بين أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلوريد السالب :

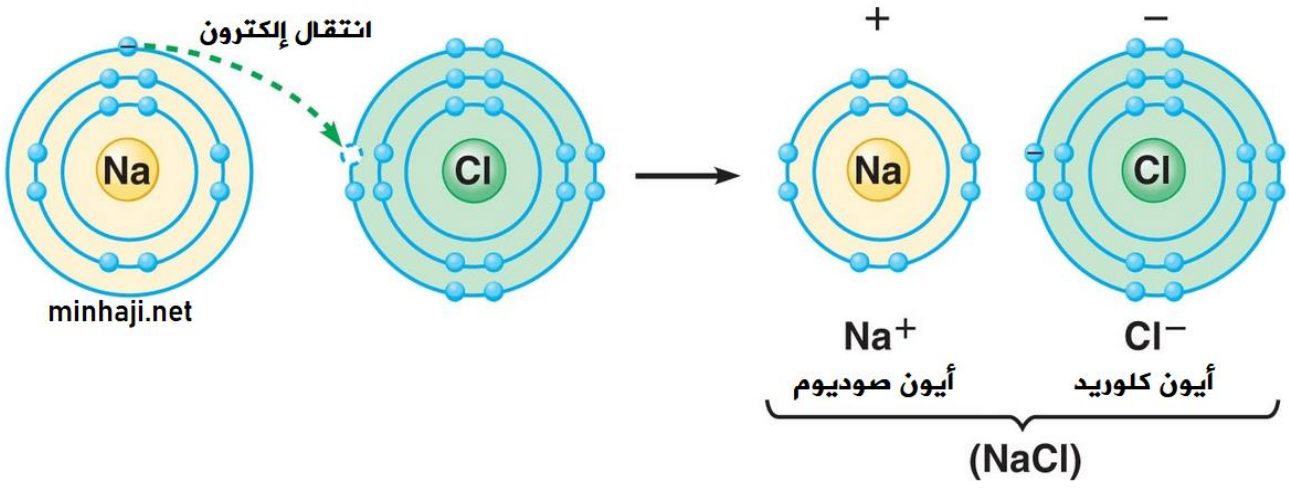
⇦ تحتوي ذرة الصوديوم المتعادلة على إلكترون واحد في غلافها الأخير، لذا فهي تميل لفقد إلكترون لتكوين أيون صوديوم موجب Na^+ ، ذو التوزيع الإلكتروني المشابه لغاز النيون النبيل والمستقر.

$$Na : 2 , 8 , 1 \rightarrow Na^+ : 2 , 8$$

⇦ تحتوي ذرة الكلور المتعادلة على سبعة إلكترونات في غلافها الأخير، لذا فهي تميل لكسب إلكترون لتكوين أيون الكلوريد Cl^- ، ذو التوزيع الإلكتروني المشابه لغاز الآرغون النبيل والمستقر.

$$Cl : 2 , 8 , 7 \rightarrow Cl^- : 2 , 8 , 8$$

⇦ وبعد أن يتكون أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلوريد السالب يتجاذب الأيونان فتنشأ بينهما رابطة أيونية .



❋ مثال (٢) : الرابطة الأيونية بين أيون المغنيسوم الموجب وأيون الفلوريد السالب

ولتكوين رابطة أيونية بين المغنيسيوم والفلور، يجب أن ترتبط ذرة مغنيسيوم مع ذرتي فلور .

❋ سؤال : ادرس المعادلة الآتية ، وأجب عن الأسئلة التي تليها :

$$Na + Cl \rightarrow NaCl$$

١. مثّل المواد المتفاعلة باستخدام رموز لويس .
٢. وضح كيف وصلت الذرات إلى حالة الاستقرار من خلال فقد أو كسب الإلكترونات .
٣. ما الغاز النبيل الذي يتفق توزيعه مع أيون كلّ من: الكلور والصوديوم ؟
٤. ما تكافؤ كلّ من Na و Cl ؟

❖ الإجابة :

١. رموز لويس :

بنى لويس للنواتج

بنى لويس للمتفاعلات

٢. يفقد الصوديوم إلكترون، وتكسبة ذرة الكلور.
٣. أيون الكلور يشبه غاز الآرغون ، وأيون الصوديوم يشبه غاز النيون .
٤. تكافؤ الصوديوم = ١، وتكافؤ الكلور = ١

❋ سؤال : مثّل المعادلة الآتية باستخدام رموز وبُنى لويس :

$$Ca + O \rightarrow CaO$$

❖ الإجابة : رموز وبُنى لويس :

❖ ثانياً : تسمية المركبات الأيونية :

المركبات الأيونية

النوع الأول
مركبات تحتوي على عنصرين

➢ آلية التسمية :
١. نسمي الأيون السالب أولاً بإضافة مقطع (يد) .
٢. ثم نسمي الأيون الموجب بكتابة اسم الذرة كما هو .

النوع الثاني
مركبات تحتوي على مجموعة أيونية

➢ آلية التسمية :
١. نسمي المجموعة الأيونية السالبة أولاً .
٢. ثم نسمي الأيون الموجب بكتابة اسم الذرة كما هو .

إعداد المعلم : هاني بني هذيل خلوي : 0785110493 hani92saad@Gmail.com

البروفيسور في الكيمياء للصف العاشر

➢ أمثلة تسمية الأيون السالب :

أكسيد O^{-2} ⟵ , كلوريد Cl^{-} ⟵ , فلوريد F^{-} ⟵

➢ أمثلة تسمية الأيون الموجب :

الليثيوم Li^{+} ⟵ , المغنيسيوم Mg^{+2} ⟵ , الصوديوم Na^{+} ⟵

× يمثل الجدول التالي أشهر الذرات التي سنستخدمها في هذا الفصل :

الذرة	الاسم (من اليمين لليسار)	الشحنة (حفظ)	التكافؤ (حفظ)
H	هيدروجين	+١	١
Ag , Li , Na , K	بوتاسيوم ، صوديوم ، ليثيوم ، فضة	+١	١
Ca , Mg	مغنيسيوم ، كالسيوم	+٢	٢
Al	ألمنيوم	+٣	٣
C	كربون	.....	٤
N	نيتروجين	-٣	٣
O	أكسجين	-٢	٢
F , Cl , Br , I	يود ، بروم ، كلور ، فلور	-١	١

❋ أمثلة على تسمية المركبات الأيونية :

١. المركب K_2O يسمى : أكسيد البوتاسيوم .
٢. المركب $LiCl$ يسمى : كلوريد الليثيوم .
٣. المركب MgF_2 يسمى : فلوريد المغنيسيوم .
٤. المركب $CaCl_2$ يسمى : كلوريد الكالسيوم .
٥. المركب Al_2O_3 يسمى : أكسيد الألمنيوم .

☒ ملاحظة مهمة : إذا ارتبطت ذرة الهيدروجين (H) مع عناصر المجموعة الأولى (Na , k , Li , ...) تصبح شحنته (-١) بدل (+١) ويسمى هيدريد .

❖ مثال : سم المركبات التالية :

١. المركب NaH يسمى : هيدريد الصوديوم .
٢. المركب LiH يسمى : هيدريد الليثيوم .

❖ كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية :

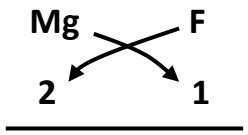
١. كتابة رموز الذرات .
٢. نقوم بكتابة تكافؤ كل عنصر .
٣. نقوم بعمل ضرب تبادلي وكتابة الأيون الموجب أولاً ثم السالب .

إعداد المعلم : هاني بني هذيل خلوي : 0785110493 hani92saad@Gmail.com

البروفيسور في الكيمياء للصف العاشر

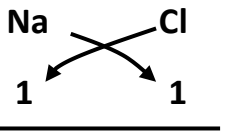
☒ مثال : اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية :

١. فلوريد المغنيسيوم



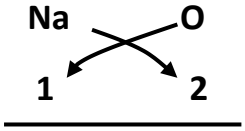
MgF_2

٢. كلوريد الصوديوم



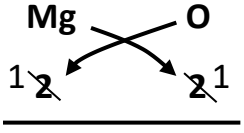
NaCl

٣. أكسيد الصوديوم



Na_2O

٤. أكسيد المغنيسيوم



MgO

☒ ملاحظة مهمة جداً : يوجد مركبات أيونية لها أكثر من عدد تكافؤ ؛ لذلك نقوم بتسميتها كما يلي :

١. نسمي الأيون السالب أولاً بإضافة مقطع (يد) .

٢. ثم نسمي الأيون الموجب بكتابة اسم الذرة كما هو ؛ ثم نضع تكافؤ الأيون الموجب بالأرقام الرومانية (I , II , III , IV) .

❋ يمثل الجدول التالي أمثلة على الأيونات الموجبة التي لها أكثر من تكافؤ (متغيرة الشحنة) :

الاسم	الحديد	النحاس	الزئبق	الرصاص	المنغنيز	الكروم	كوبالت
الرمز	Fe	Cu	Hg	Pb	Mn	Cr	Co

☒ مثال (١) : للحديد مركبان مع الكلور، هما: $FeCl_2$ و $FeCl_3$.

- يسمى المركب $FeCl_2$: **كلوريد الحديد (II)** ؛ لأن تكافؤ الحديد (٢) .
- يسمى المركب $FeCl_3$: **كلوريد الحديد (III)** ؛ لأن تكافؤ الحديد (٣) .

☒ مثال (٢) : للنحاس مركبان مع الأكسجين، هما: CuO و Cu_2O .

- يسمى المركب CuO : **أكسيد النحاس (II)** ؛ لأن تكافؤ النحاس (٢).
- يسمى المركب Cu_2O : **أكسيد النحاس (I)** ؛ لأن تكافؤ النحاس (١).

❖ سؤال : أجب عما يلي :

١. ما تكافؤ الحديد Fe في المركبين الآتيين: FeO ، Fe_2O_3 ؟.

٢. سمّ المركبات الآتية : Cr_2O_3 ، MnO_2 ، HgO ؟

➢ الإجابة :

١. تكافؤ الحديد في المركب FeO = ٢، وتكافؤ الحديد في المركب Fe_2O_3 = ٣

٢. أكسيد الكروم (III) ، أكسيد المنغنيز (IV) ، أكسيد الزئبق (II) .

إعداد المعلم : هاني بني هذيل خلوي : 0785110493 hani92saad@Gmail.com

❖ تسمية المركبات التي تضم مجموعات أيونية :

➢ **المجموعة الأيونية :** هي مركبات (مجموعة من العناصر) تحمل شحنة وتعامل كوحدة واحدة (كأيون) في التفاعل الكيميائي .

➢ **يمثل الجدول التالي أسماء بعض المجموعات الأيونية :**

مهم وحفظ

اسم المجموعة الأيونية	الرمز	الشحنة	تكافؤها
هيدروكسيد	OH^-	-١	١
نترات	NO_3^-	-١	١
كبريتات	SO_4^{-2}	-٢	٢
كربونات	CO_3^{-2}	-٢	٢
فسفات	PO_4^{-3}	-٣	٣
الأمونيوم	NH_4^+	+١	١

➢ **آلية تسمية المركبات التي تحتوي على مجموعة أيونية :**

١. نسمي المجموعة الأيونية السالبة أولاً .

٢. ثم نسمي الأيون الموجب بكتابة اسم الذرة كما هو .

☒ **أمثلة : سمي المركبات الكيميائية التالية :**

- $NaOH$: **هيدروكسيد** الصوديوم.
- $AgNO_3$: **نترات** الفضة.
- $CaCO_3$: **كربونات** الكالسيوم.
- $CuSO_4$: **كبريتات** النحاس (II) ، وضعنا الرقم الروماني في نهاية الاسم لأن النحاس من العناصر التي لها أكثر من تكافؤ.

❖ **سؤال : اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية :**

١. هيدروكسيد الألمنيوم

Al OH
3 1
$Al(OH)_3$

٢. نترات الكالسيوم

Ca NO_3
2 1
$Ca(NO_3)_2$

٣. كبريتات الأمونيوم

NH_4 SO_4
1 2
$(NH_4)_2SO_4$

٤. كربونات المغنيسيوم

Mg CO_3
~~1~~ 2 ~~2~~ 1
$MgCO_3$

❖ ثالثاً : خصائص المركبات الأيونية :

١. البناء البلوري المنتظم للمركب الأيوني مما يكسبه الصلابة والقوة .

٢. قابليتها لتوصيل التيار الكهربائي .

٣. بلوراتها هشة رغم صلابتها ؛ إذ إنها تتكسر بسهولة عند الضغط عليها بقوة .

❋ **ملاحظة مهمة جداً :**

١. المركبات الأيونية لا توصل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة ؛ لأن أيوناتها مقيدة الحركة بسبب قوة الرابطة الأيونية بينها .

٢. توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي عند إذابتها في الماء أو صهرها بالحرارة ؛ لأن أيوناتها تتحرر وتصبح حرة الحركة .

إعداد المعلم : هاني بني هذيل خلوي : 0785110493 hani92saad@Gmail.com

2

ثانياً : الرابطة التساهمية

❋ **الرابطة التساهمية :** هي رابطة تنشأ بين ذرتين تميلان لكسب الإلكترونات ؛ فتتشارك الذرتان بزوج أو أكثر من الإلكترونات .

❋ **الذرة المركزية :** هي الذرة التي تكون روابط أكثر (عددها أقل في المركب) .

➢ **تنشأ الرابطة التساهمية بين اللافلزات (عناصر المجموعات : ٤ ، ٥ ، ٦ ، ٧) بالإضافة إلى الهيدروجين .**

➢ **يمثل الجدول التالي عدد الروابط لبعض الذرات :**

الذرة	C	N	O , S	H	Cl , F , Br , I
عدد الروابط	4	3	2	1	1

❖ أولاً : أنواع الرابطة التساهمية :

× **يوجد ثلاثة أنواع للرابطة التساهمية وهي :**

١. **رابطة تساهمية أحادية** : وتنشأ عندما تتشارك ذرتان بزوج من الإلكترونات .
٢. **رابطة تساهمية ثنائية** : وتنشأ عندما تتشارك ذرتان بزوجين من الإلكترونات .
٣. **رابطة تساهمية ثلاثية** : وتنشأ عندما تتشارك ذرتان بثلاثة أزواج من الإلكترونات .

❋ الرابطة التساهمية الأحادية :

⇦ تنشأ الرابطة التساهمية الأحادية بين ذرتين عندما تتشاركان بزوجٍ من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم إحدى الذرتين إلكترون، وتقدم الأخرى إلكترون .

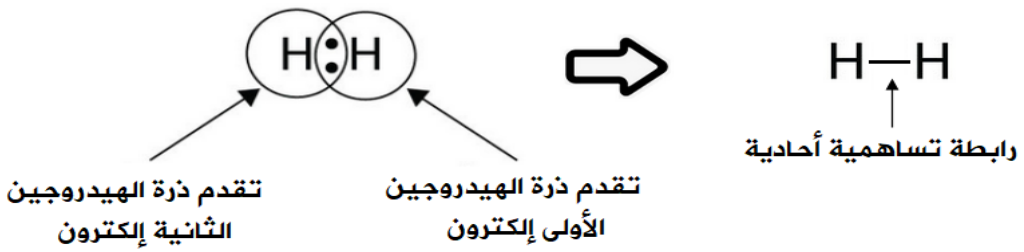
☒ **مثال : الرابطة في جزيء الهيدروجين H_2 .**

× تحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد في الغلاف الأخير .

$_1H$: 1

× انظر إلى تركيب لويس لذرة الهيدروجين :

× ولكي تصل ذرة الهيدروجين إلى حالة الاستقرار، فإنها بحاجة إلى إلكترون ، فتتشارك ذرة الهيدروجين الأولى بإلكترون مع ذرة الهيدروجين الثانية فتتكون رابطة تساهمية أحادية .



✓ **سؤال : مثّل تكوين جزيء الفلور F_2 بمعادلة كيميائية، وبين المواد المتفاعلة، والناتجة باستخدام رموز وبُنى لويس ؟ علماً بأن العدد الذري للفلور = ٩ .**

➢ **الإجابة :** تحتوي ذرة الفلور على (٧) إلكترونات في الغلاف الأخير.

$_9F$: 2 , 7

➢ ولكي تصل ذرة الفلور إلى حالة الاستقرار، فإنها بحاجة إلى إلكترون، فتتشارك ذرة الفلور الأولى بإلكترون مع ذرة الفلور الثانية فتتكون رابطة تساهمية أحادية .

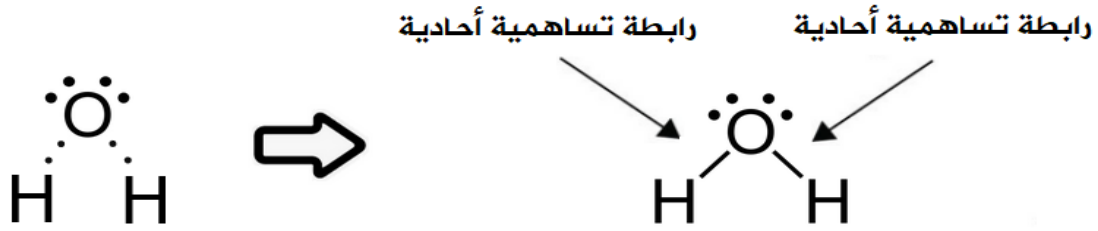
✓ **سؤال : مثّل جزيء الماء H_2O باستخدام بُنى لويس، وبين نوع الرابطة بين ذراته ؛ علماً بأن العدد الذري للهيدروجين = ١ ، والأكسجين = ٨**

➢ **الإجابة :**

$_8O$: 2 , 6

$_1H$: 1

➢ تحتاج ذرة الأكسجين إلى إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار، وتحتاج كل ذرة هيدروجين إلى إلكترون للوصول إلى حالة الاستقرار، لذا تقدم كل ذرة هيدروجين إلكترونها إلى ذرة الأكسجين فتتكون رابطتين تساهميتين أحاديتين .



✓ **سؤال : مثّل تكوين جزيء الكلور Cl_2 بمعادلة كيميائية، وبين المواد المتفاعلة ، والناتجة باستخدام رموز وبُنى لويس ؟ علماً بأن العدد الذري للكلور = ١٧ .**

✓ **سؤال : أرسم رموز لويس للجزيئات والمركبات التالية :**

CH_4	NH_3	H_2S

❋ الرابطة التساهمية الثنائية :

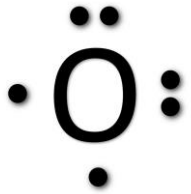
⇦ تنشأ الرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتين عندما تتشارك ذرتان بزوجين من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة إلكترونين وتقدم الأخرى إلكترونين .

☒ **مثال : الرابطة في جزيء الأكسجين O_2 .**

- تحتوي ذرة الأكسجين على ستة إلكترونات في الغلاف الخارجي.

$_8O$: 2 , 6

- انظر إلى تركيب لويس لذرة الأكسجين :

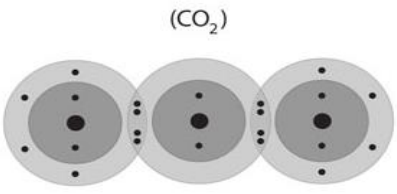


- ولكي تصل ذرة الأكسجين إلى حالة الثبات، فإنها بحاجة إلى إلكترونين، فتتشارك ذرة الأكسجين الأولى بإلكترونين مع ذرة الأكسجين الثانية فتتكون رابطة مشتركة ثنائية .

✓ **سؤال (١) : مثّل الرابطة الموجودة في جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 ؟**

علماً بأن العدد الذري للكربون = ٦ ، وللأكسجين = ٨

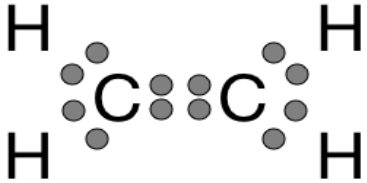
➢ **الإجابة :**



✓ **سؤال (٢) : مثّل الرابطة الموجودة في جزيء الإيثين (الإيثيلين) C_2H_4 .**

علماً بأن العدد الذري للهيدروجين = ١ ، وللكربون = ٦

➢ **الإجابة :**



❋ الرابطة التساهمية الثلاثية :

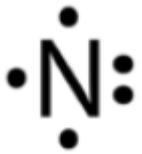
⇦ تنشأ الرابطة التساهمية الثلاثية بين ذرتين عندما تتشارك ذرتان بثلاثة أزواج من الإلكترونات، وذلك بأن تقدم كل ذرة ثلاثة إلكترونات وتقدم الأخرى ثلاثة إلكترونات .

☒ **مثال : الرابطة في جزيء النتروجين N_2 .**

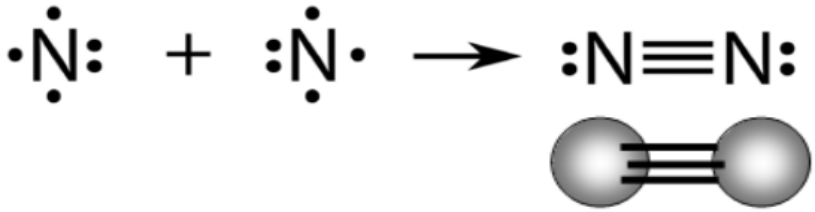
- تحتوي ذرة النتروجين على خمسة إلكترونات في الغلاف الخارجي .

$_7N$: 2 , 5

- انظر إلى تركيب لويس لذرة النتروجين :



- ولكي تصل ذرة النتروجين إلى حالة الثبات ، فإنها بحاجة إلى ثلاثة إلكترونات ، فتتشارك ذرة النتروجين الأولى بثلاثة إلكترونات مع ذرة النتروجين الثانية فتتكون رابطة تساهمية ثلاثية .



✓ **سؤال : مثّل الرابطة الموجودة في جزيء الإيثاين (الأسيتلين) C_2H_2 .**

علماً بأن العدد الذري للهيدروجين = ١ ، وللكربون = ٦

✓ **سؤال : وضح بالرسم أنواع الروابط التساهمية في مركب الميثانال H_2CO وبين كيف وصل غلاف الذرات الأخير إلى حالة الاستقرار .**

علماً بأن العدد الذري للهيدروجين = ١ ، وللكربون = ٦ ، وللأكسجين = ٨

✓ **سؤال : أرسم رموز لويس للجزيئات والمركبات التالية : CO2 ، HCN ؟**

❖ ثانياً : خصائص المركبات الجزيئية :

➢ **تسمى المركبات التي تترابط ذراتها بروابط تساهمية بالمركبات الجزيئية .**

➢ **تمتاز المركبات الجزيئية بعدد من الخصائص ، منها :**

١. معظم المركبات الأيونية توجد في حالة الصلابة بينما تتنوع حالة المركبات الجزيئية فمنها الصلب ومنها السائل ومنها الغاز .

٢. **لا توصل محاليل ومصاهير المواد الجزيئية التيار الكهربائي** على عكس المركبات الأيونية ؛ ويعود ذلك إلى أنها تتفكك في المحاليل أو المصاهير إلى جزيئات لها التركيب الجزيئي نفسه .

3

ثالثاً : الرابطة الفلزية

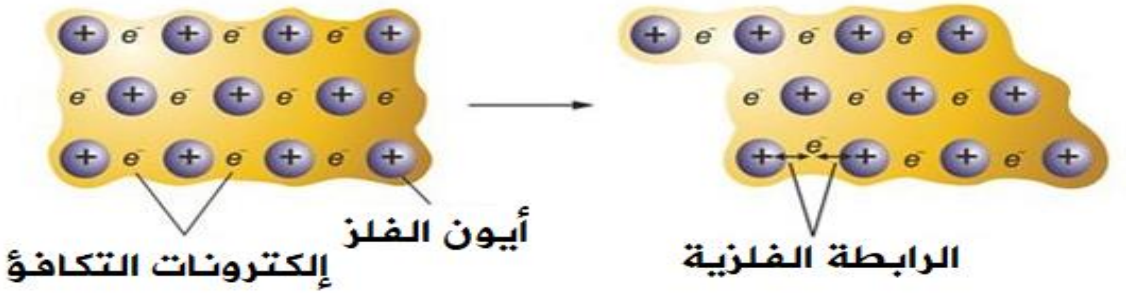
- **الرابطة الأيونية : هي الرابطة التي تنشأ بين ذرات الفلز الواحد ، مثل النحاس ، الذهب ، الفضة .**
- **تفقد ذرات الفلز الواحد الإلكترون الأضعف ارتباطاً بالنواة مكونة ما يسمى بـ (السحابة الإلكترونية) حيث تصبح حركة الإلكترونات بشكل سهل ، وهذا ما يميز الفلزات بكفاءة توصيلها للتيار الكهربائي .**
- **تتكون الرابطة الفلزية بين عناصر المجموعات (١ ، ٢ ، ٣) (الفلزات) .**

❖ **خصائص الفلزات :**

١. **الصلابة :** تمتاز جميع الفلزات بالصلابة (عدا الزئبق).

٢. **إيصاليتها للتيار الكهربائي :** ويعود قدرة الفلزات على إيصال التيار الكهربائي إلى ترتيب السحابة الإلكترونية وحرية حركتها، فعند وصل الفلز بتيار كهربائي تتحرك إلكترونات الفلز باتجاه سريان التيار، فينتقل عبر الفلز.

٣. **قابليتها للطرق والسحب :** ويعود ذلك إلى أنه عند تعرض الفلز للطرق تنزلق صفوف الأيونات الموجبة عن بعضها، لكنها تبقى مترابطة من خلال السحابة الإلكترونية، فتبقى قوة جذب الأيونات الموجبة للسحابة دون تغيير .



٤. **النشاط الكيميائي :** تمتاز الفلزات بنشاطها الكيميائي، وقدرتها على التفاعل مع المواد المختلفة، لذا فإن معظمها لا يوجد منفرداً في الطبيعة، باستثناء الفلزات غير النشطة كالذهب والفضة والبلاتين .