



جامعة جنوب الوادي



كلية العلوم- قسم الكيمياء

## مقرر: كيمياء فيزيائية عامة

للفرقة الاولى تربية اساسي شعبة علوم

الجزء الاول:

# الكيمياء الذرية

اعداد أستاذ المقرر:

د/ إبراهيم عبدالله إسماعيل حسن

قسم الكيمياء – كلية العلوم بقتنا – جامعة جنوب الوادي

Email: [I.Hassan@bath.edu](mailto:I.Hassan@bath.edu)

WhatsApp: +1 (416)-948-9468

حقوق الطبع والنشر:

لا يجوز طبع وبيع هذا الكتاب الا بموافقة المؤلف الكتابية والا سيتعرض من يخالف ذلك

للمحاسبة القانونية. د. إبراهيم عبد الله إسماعيل حسن

العام الجامعي

2023 / 2022م

بيانات أساسية

**الكلية:** التربية اساسي – جامعة جنوب الوادي

**الفرقة:** الاولى


**التخصص:** علوم


**عدد الصفحات:** 100


**القسم التابع له المقرر :** قسم الكيمياء بكلية العلوم بقنا

الرموز المستخدمة


 فيديو للمشاهدة.

 نص للقراءة والدراسة.

 رابط خارجي.

 أسئلة للتفكير والتقييم الذاتي.

 أنشطة ومهام.

 تواصل عبر مؤتمر الفيديو.

## أولاً: الموضوعات

- الفصل الأول: بنية الذرة
- تطور نموذج الذرة
- النظريات القديمة عن الذرة
- نموذج دالتون (1803)
- تجارب التحليل الكهربائي لفاراداي (1833)
- نموذج طومسون (1897)
- نموذج رذرفورد.
- نظرية الكم والطيف الذري.
- نموذج بور.
- النظرية الذرية الحديثة.
- الفصل الثاني: الجدول الدوري وخواص العناصر
- مجموعة أو كتلة S
- مجموعة أو كتلة p
- مجموعة أو كتلة d
- مجموعة أو كتلة f
- الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر الجدول الدوري
- الحجم الذري (نصف قطر الذرة).
- السالبية الكهربائية.
- الخاصية الفلزية واللافلزية.

- الخواص الكيميائية للعناصر المختلفة.
- عناصر المدار S
- عناصر المجموعة IA (الفلزات القلوية)
- عناصر المجموعة IIA (الفلزات القلوية الأرضية)
- عناصر المدار P
- المجموعة III A
- المجموعة IV A
- المجموعة V A
- المجموعة VI A
- لمجموعة VII A الهالوجينات
- عناصر المدار d
- عناصر المدار f.

#### الفصل الثالث: الروابط الكيميائية

- الرابطة الأيونية
- الخواص المشتركة للمركبات الأيونية
- الرابطة التساهمية
- الصفات المميزة للمركبات التساهمية
- الرابطة التناسقية
- الصفات المميزة لمركبات الترابط التناسقي
- الرابطة الهيدروجينية
- الرابطة الفلزية



فيديو : كل المحاضرات على قناة اليوتيوب الخاصة باستاذ المادة  
والمتخصصة في المحاضرات للطلاب.

اسم القناة: Dr. Ibrahim A. I. Hassan

رابط القناة: <https://www.youtube.com/user/ihassanify>

# الكيمياء الذرية (101 ك)

1. **بنية الذرة.**

2. **الجدول الدوري ودورية خواص العناصر.**

3. **الروابط الكيميائية.**

4. **الكيمياء النووية.**

**المراجع:** المحاضرات - الكتاب الجامعي - الكيمياء العامة - الكيمياء الفيزيائية

**General Chemistry - Physical Chemistry**



1

# بنية الذرة



# بنية الذرة

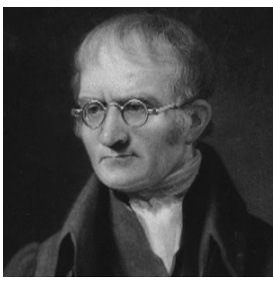
## 1- تطور نموذج الذرة

- النظريات القديمة عن الذرة
- نموذج دالتون (1803)
- تجارب التحليل الكهربائي لفاراداي (1833)
- نموذج طومسون (1897)
- نموذج رذرفورد
- نموذج بور
- النظرية الذرية الحديثة.

## تطور نموذج الذرة

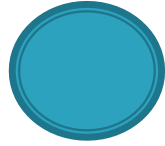
### النظريات القديمة عن الذرة:

- النظرية الأولى: التقسيم المتتالي للمادة مستمر ولن ينتهي.
- النظرية الثانية: التجزئة المتتالية للمادة ستؤدي الى دقائق غير قابلة للانقسام تسمى ذرات.
- في القرن الرابع قبل الميلاد زعم أرسطو أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتألف من أربع مكونات هي الماء والهواء والتراب والنار.



دالتون

## بنية الذرة



## نموذج دالتون 1803

- الذرة كرة مصمتة متناهية في الصغر ذات كثافة عالية.
- تتكون المادة من العديد من الجسيمات الغير قابلة للتجزئة تسمى الذرات.
- تتميز كل ذرات العنصر الواحد بنفس الخواص (الحجم، الشكل، الكتلة) وتختلف هذه الخواص باختلاف العناصر.
- يحدث التفاعل الكيميائي عند تبديل وضعية الذرات وتحويلها من منظومة لأخرى.
- أثبتت نظرية دالتون بعض الحقائق مثل قانون بقاء الكتلة (المادة لا تفنى ولا تأتي من عدم).

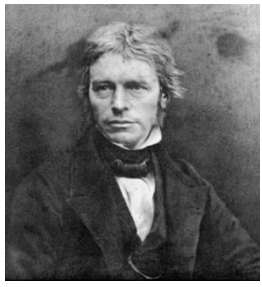
## بنية الذرة

### تجارب التحليل الكهربائي لفاراداي 1833

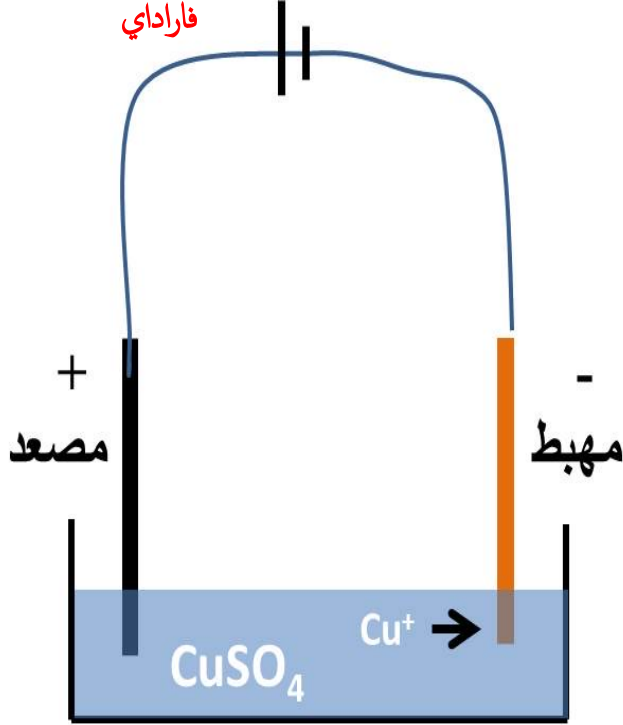
➤ التحليل الكهربائي لكبريتات النحاس  
( $\text{CuSO}_4$ )

➤ يترسب النحاس على المهبط مما يثبت أن  
الذرة ذات شحنة.

➤ هناك وجود علاقة بين المادة والكهرباء  
واحتواء ذرات العناصر على جسيمات ذات  
شحنة كهربية.



فاراداي



التحليل الكهربائي لكبريتات النحاس

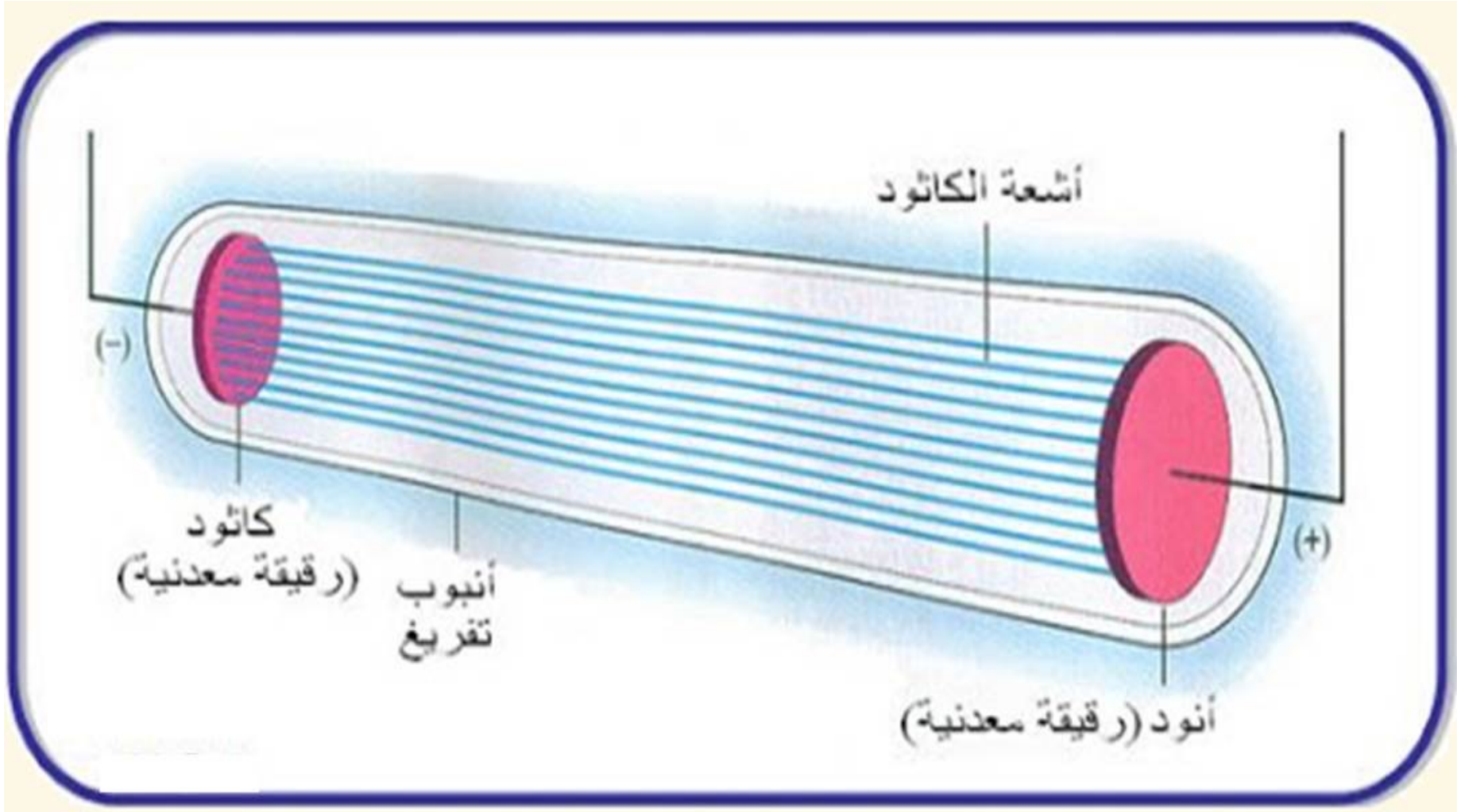
## تجارب التفريغ الكهربى خلال الغازات واكتشاف أشعة المهبط (العالمان بلوكر 1858 + طومسون 1897)

- جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء.
- أجرت تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات داخل أنبوبة زجاجية فوجد أن:-
  - 1- إذا فرغت الأنبوبة من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز أقل من 0.01 حتى 0.001 مم زئبق فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.
  - 2- إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى 10000 فولت يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة من المهبط تسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط أو الالكترونات.



بنية الذرة

## تجارب التفريغ الكهربائي خلال الغازات واكتشاف أشعة المهبط



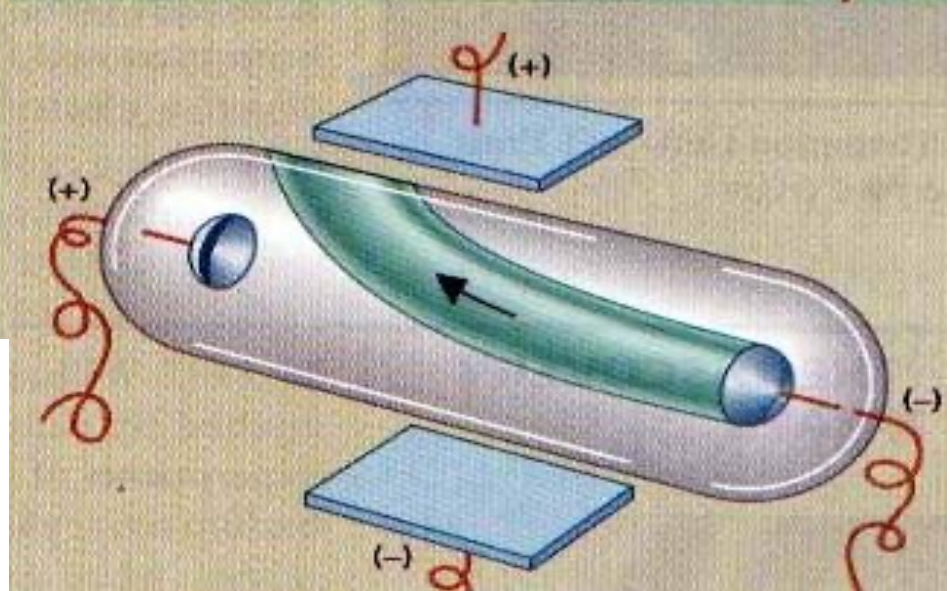
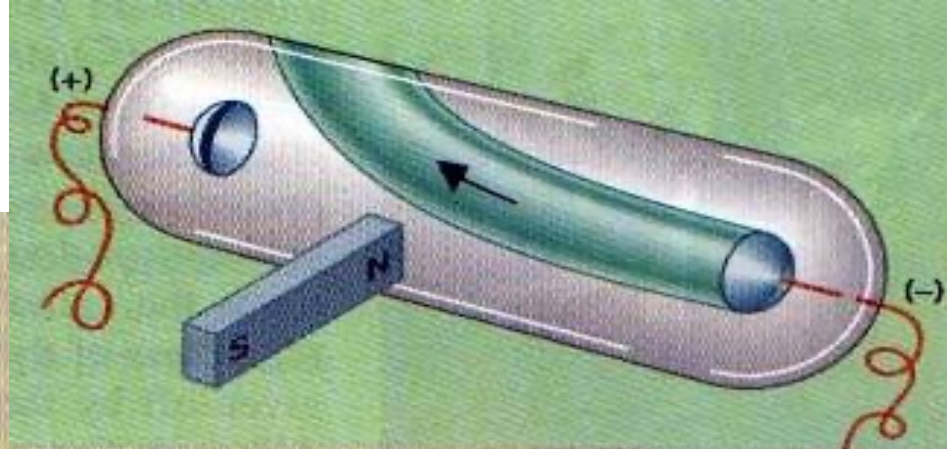
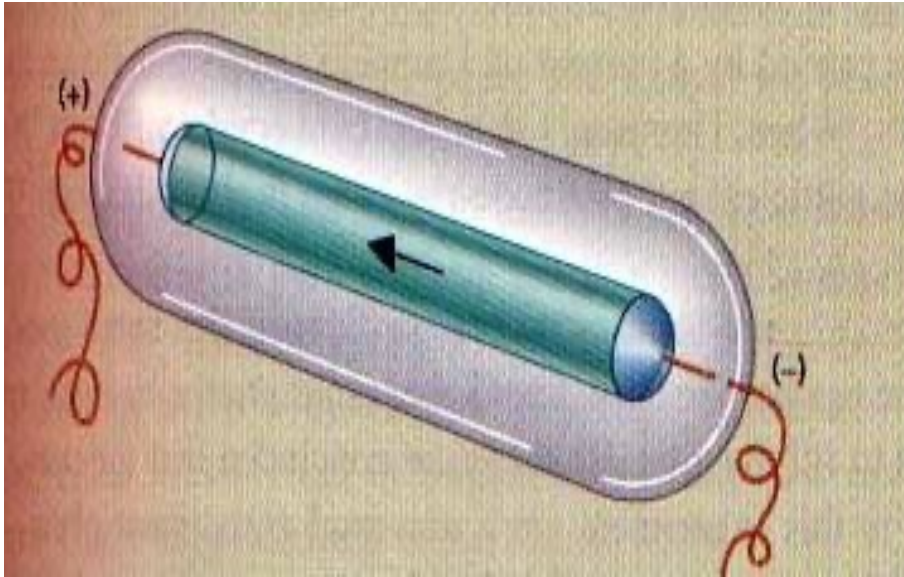
أشعة المهبط سيل من الأشعة غير المنظورة تنتج من المهبط وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ.

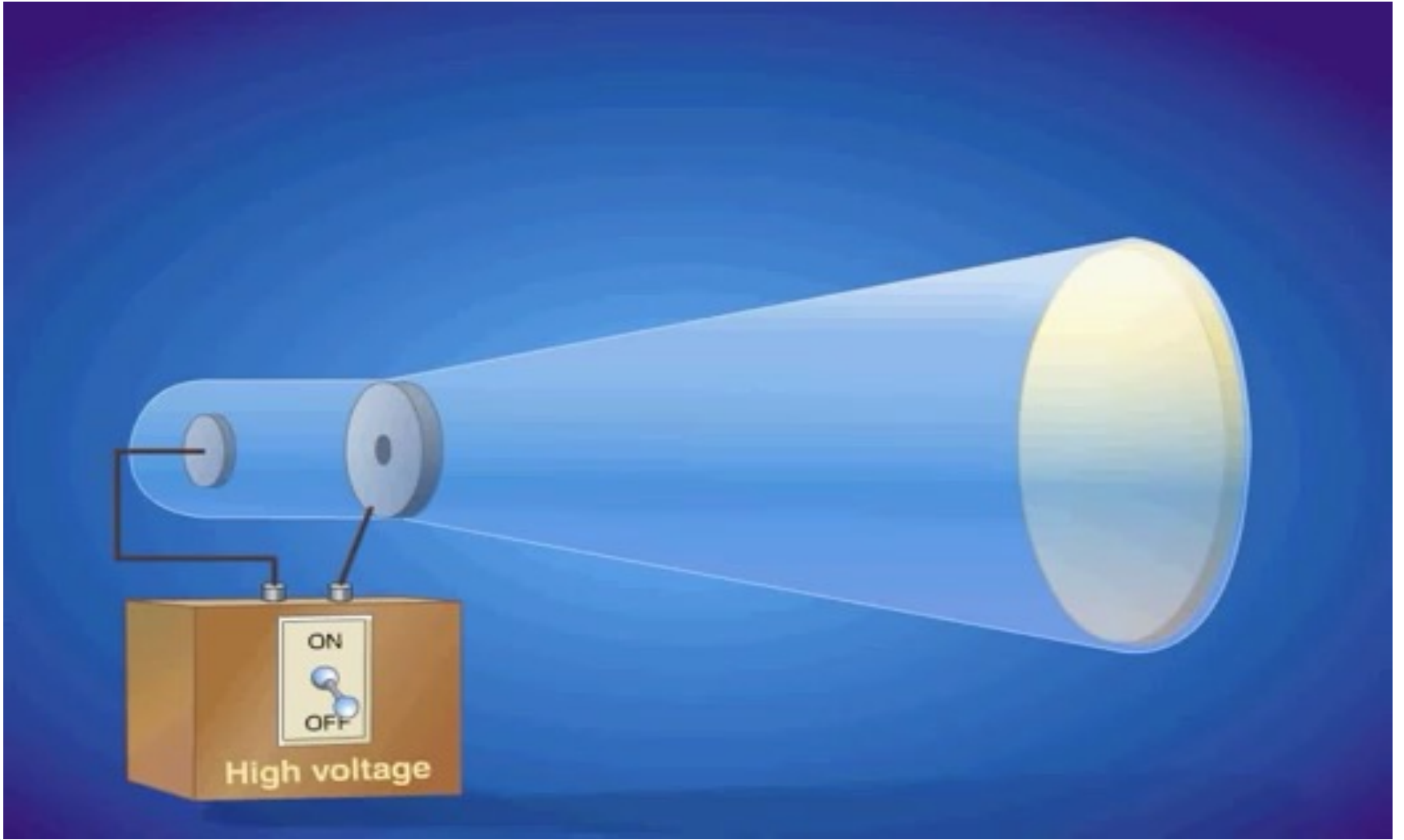
خواص أشعة المهبط:-

- 1- تتكون من دقائق مادية صغيرة أطلق عليها الكترونات.
- 2- تسير في خطوط مستقيمة.
- 3- لها تأثير حرارى.
- 4- تتأثر بكل من المجالين الكهربى والمغناطيسى.
- 5- سالبة الشحنة.
- 6- لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يدل على أنها تدخل فى تركيب جميع المواد.

# بنية الذرة

## خواص أشعة المهبط



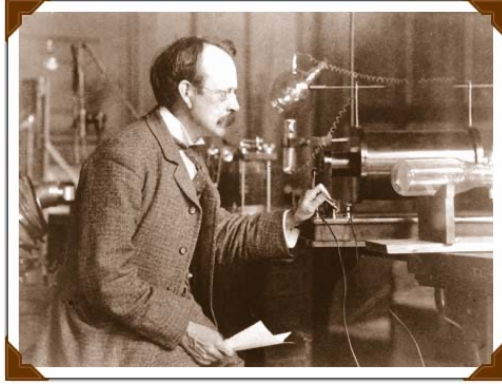




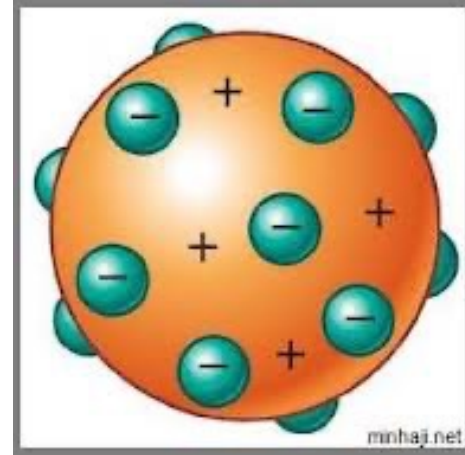
## بنية الذرة

نموذج طومسون 1897

الذرة عبارة عن جسم كروي من الكهرباء الموجبة التي تتخللها الالكترونات السالبة.



John Joseph Thomson



تجربة طومسون (J.J. Thomson) لحساب النسبة بين شحنة الإلكترون وكتلته (e/m):

عن طريق تعريض شعاع دقيق من أشعة المهبط داخل أنبوبة تفريغ لتأثير مجالين متعامدين أحدهما كهربائي والآخر مغناطيسي.

عند تطبيق مجال مغناطيسي يقع الإلكترون تحت تأثير قوتين متساويتين في القوة ومتضادتين في الاتجاه هما قوة الطرد المركزي ( $\mu^2/r$ ) والتي تدفع الإلكترون للخارج وقوة المجال المغناطيسي (Heu) وهي تجذبه للداخل.

(e) هي شحنة الإلكترون..... (m) هي كتلة الإلكترون..... (u) هي سرعة الإلكترون.... (H) هي قوة المجال المغناطيسي..... (r) هي نصف قطر المسار الدائري للإلكترون.

قوة الطرد المركزي = قوة المجال المغناطيسي

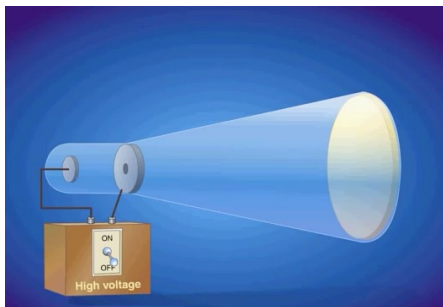
$$(Heu) = (\mu^2/r)$$

بمعلومية r ، u و H يمكن حساب e/m

## بنية الذرة

تجربة طومسون (J.J. Thomson) لحساب النسبة بين شحنة  
الالكترون وكتلته (e/m):

$$e/m = -1.76 \times 10^8 \text{ Colum / gm}$$



## بنية الذرة

### تجربة ميليكان لحساب شحنة الالكترون

$$\begin{array}{l} \text{كولوم} \\ \text{جم} \end{array} \quad \begin{array}{l} 1.602 \times 10^{-19} \\ 9.1 \times 10^{-28} \end{array} = \begin{array}{l} \text{شحنة الالكترون} \\ \text{كتلة الالكترون} \end{array}$$



## بنية الذرة

### تجربة رذرفورد ونموذجه الذري

الجهاز المستخدم يتكون من:-

1- لوح معدني مغطى بكبريتيد الخارصين (كبريتيد الخارصين يعطى وميضاً عند سقوط جسيمات ألفا عليه).

2- مصدر لجسيمات ألفا.

3- شريحة رقيقة من الذهب.

### خطوات التجربة

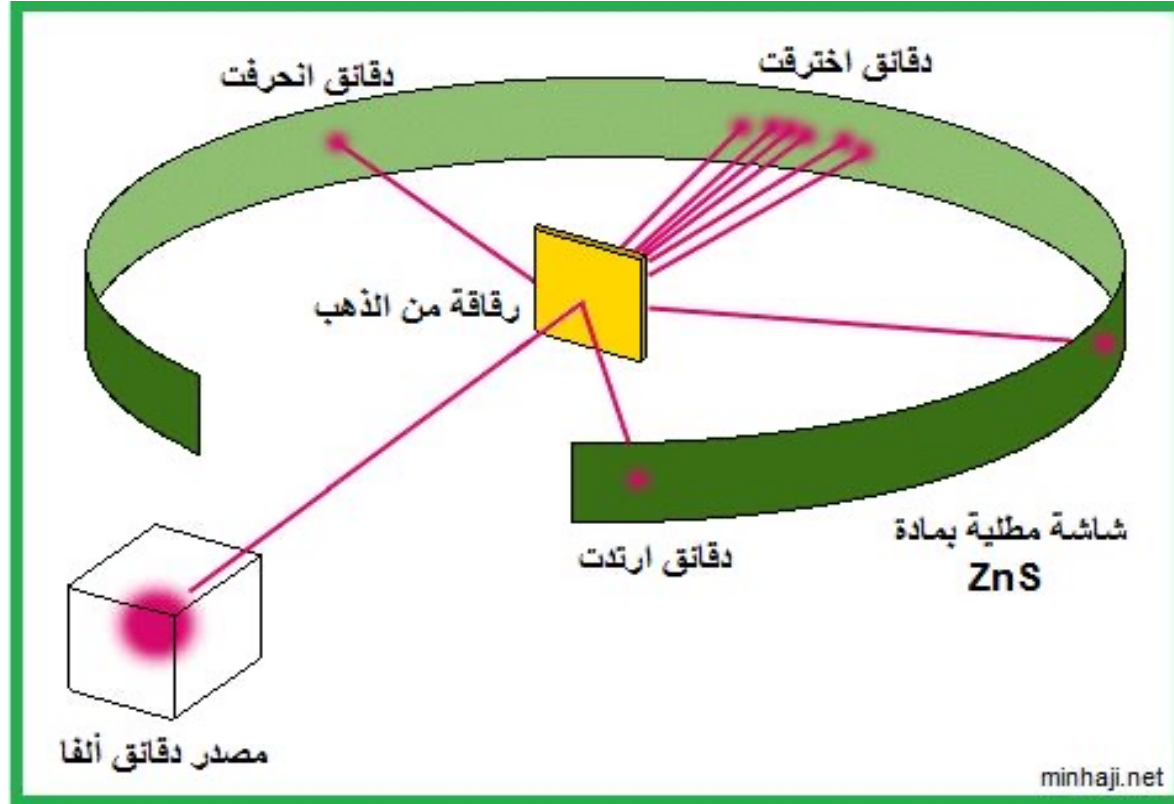
(1) سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة كبريتيد الخارصين.

(2) تم تحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح من الومضات في غياب ووجود

لوح رقيق من الذهب.

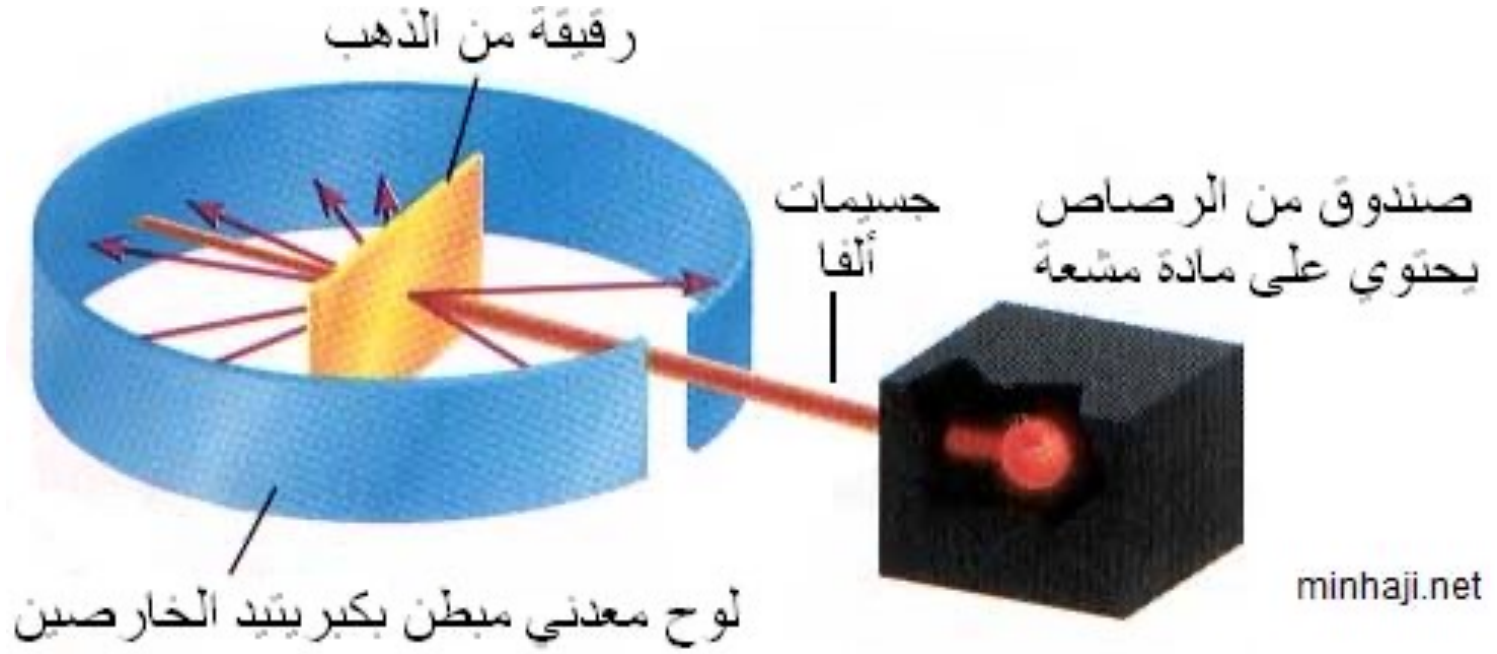
## بنية الذرة

### تجربة زرفورد ونموذجه الذري



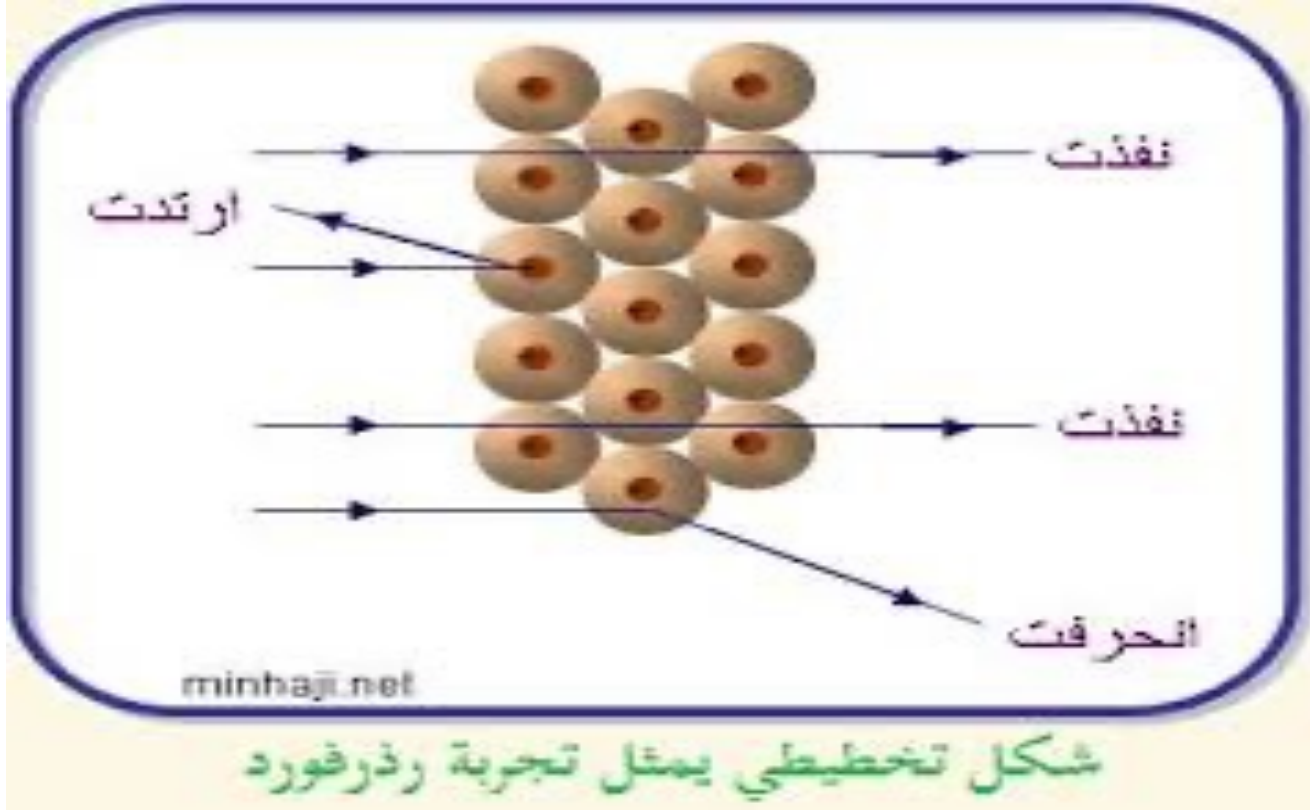
## بنية الذرة

### تجربة زدرفورث ونموذجه الذري



## بنية الذرة

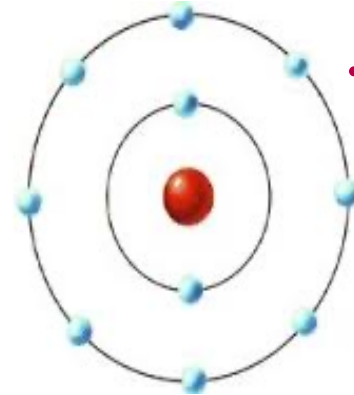
تجربة زدفورد ونموذجه الذري



## بنية الذرة

### نموذج رذرفورد

- الذرة فراغ هائل تتوسطه نواة مركزية تدور حولها وبعيداً عنها الكتلونات سالبة.
- تتركز كتلة الذرة في النواة التي تحتوي على الشححات الموجبة.
- الذرة متعادلة كهربياً لأن عدد الشححات الموجبة في النواة يساوي عدد الشححات السالبة التي تدور حولها.
- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طرد مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترون.



## بنية الذرة

### اكتشاف الجسيمات الموجبة والمتعادلة (البروتون، البوزيترون والنيوترون)

- ✓ البروتونات موجبة و أثقل بكثير من الالكترونات (رذرفورد 1920).
- ✓ البوزيترون له نفس كتلة الالكترون ولكن موجب الشحنة (أندرسن 1932).
- ✓ النيوترون له كتلة أثقل قليلاً من البروتون ولكن متعادل كهربياً (شادويك 1932).

تجربة طومسون (J.J. Thomson) لحساب النسبة بين شحنة الإلكترون وكتلته (e/m):

عن طريق تعريض شعاع دقيق من أشعة المهبط داخل أنبوبة تفريغ لتأثير مجالين متعامدين أحدهما كهربائي والآخر مغناطيسي.

عند تطبيق مجال مغناطيسي يقع الإلكترون تحت تأثير قوتين متساويتين في القوة ومتضادتين في الاتجاه هما قوة الطرد المركزي  $(\mu^2/r)$  و التي تدفع الإلكترون للخارج وقوة المجال المغناطيسي (Heu) وهي تجذبه للداخل.

(e) هي شحنة الإلكترون..... (m) هي كتلة الإلكترون..... (u) هي سرعة الإلكترون.... (H) هي قوة المجال المغناطيسي..... (r) هي نصف قطر المسار الدائري للإلكترون.

قوة الطرد المركزي = قوة المجال المغناطيسي

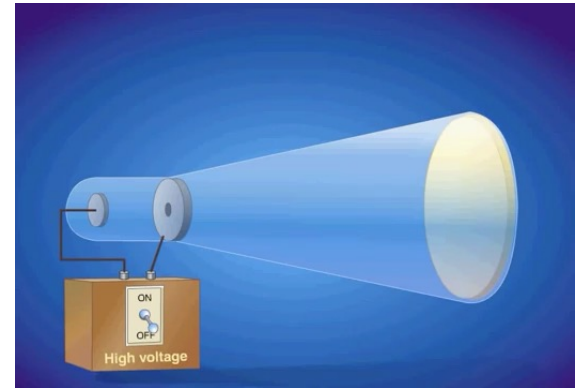
$$(Heu) = (\mu^2/r)$$

بمعلومية r ، u و H يمكن حساب e/m

## بنية الذرة

تجربة طومسون (J.J. Thomson) لحساب النسبة بين شحنة  
الالكترون وكتلته (e/m):

$$e/m = -1.76 \times 10^8 \text{ Colum / gm}$$





بنية الذرة

## تجربة ميليكان لحساب شحنة الإلكترون

$$\begin{array}{l} \text{كولوم} \\ \text{جم} \end{array} \quad \begin{array}{l} 1.602 \times 10^{-19} \\ 9.1 \times 10^{-28} \end{array} = \begin{array}{l} \text{شحنة الإلكترون} \\ \text{كتلة الإلكترون} \end{array}$$

## تجربة رذرفورد ونموذجه الذري

الجهاز المستخدم يتكون من:-

1- لوح معدني مغطى بكبريتيد الخارصين (كبريتيد الخارصين يعطى وميضاً عند سقوط جسيمات ألفا عليه).

2- مصدر لجسيمات ألفا.

3- شريحة رقيقة من الذهب.

### خطوات التجربة

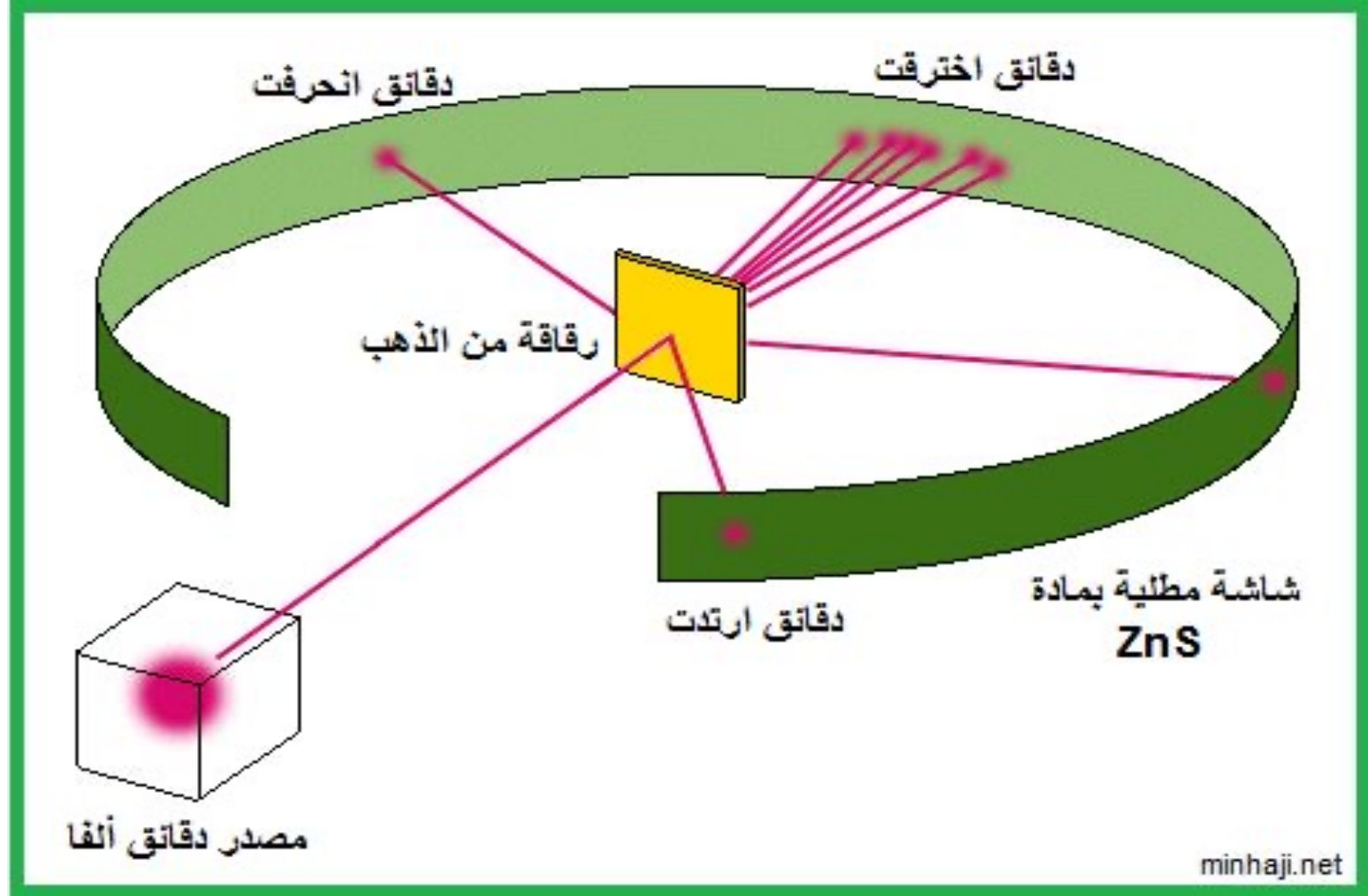
(1) سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة كبريتيد الخارصين.

(2) تم تحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح من الومضات في غياب

وجود لوح رقيق من الذهب.

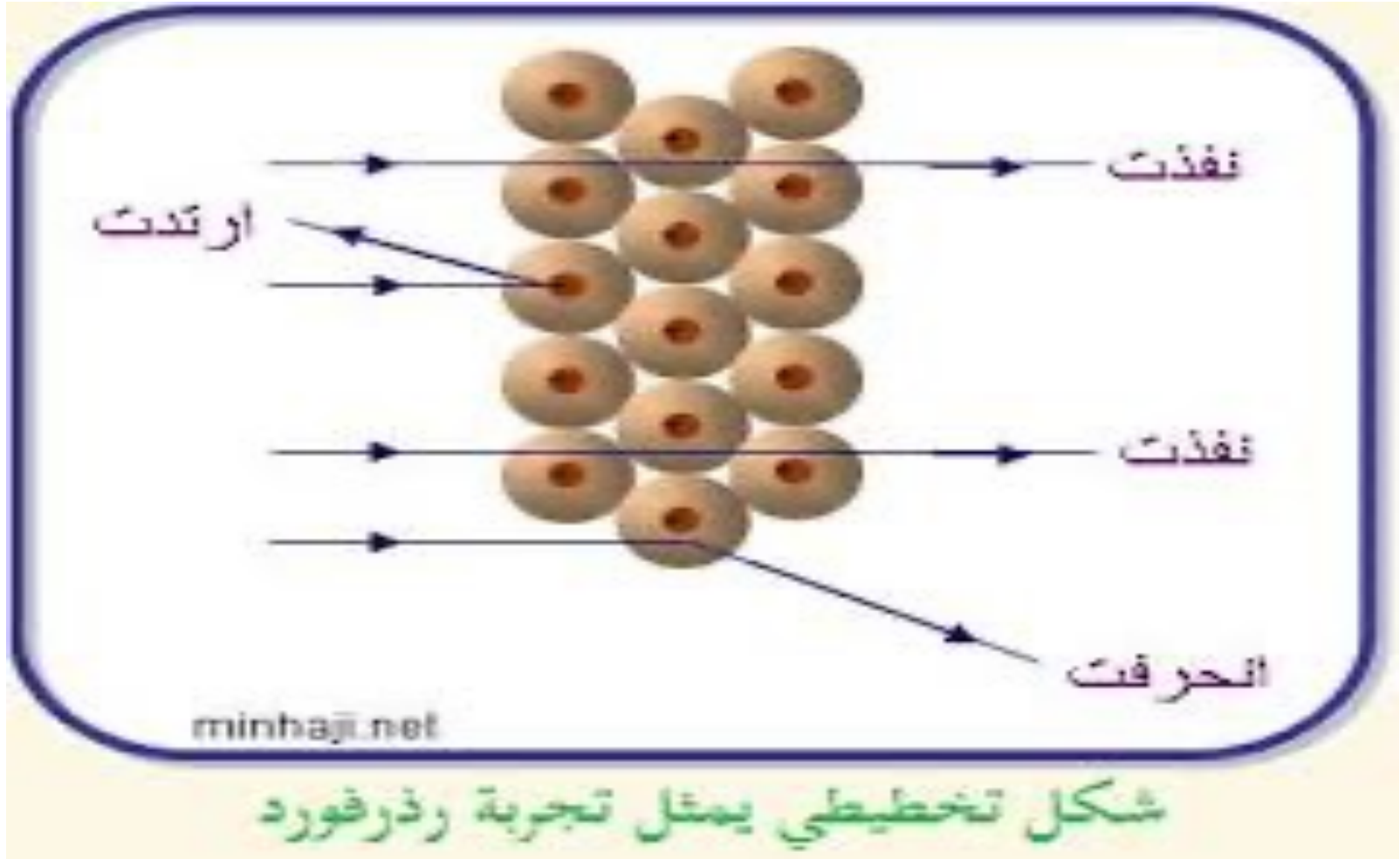
## بنية الذرة

## تجربة زدرفورث ونموذجه الذري



## بنية الذرة

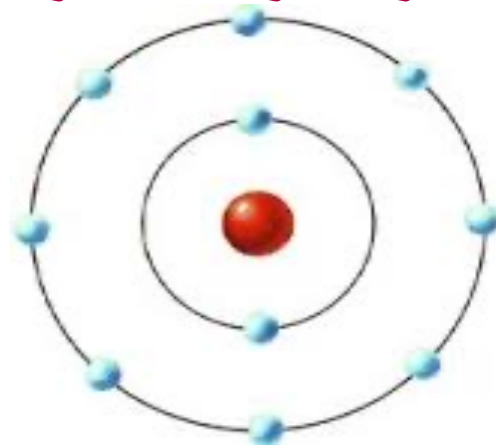
تجربة زذرفورد ونموذجه الذري



## بنية الذرة

### نموذج رذرفورد

- الذرة فراغ هائل تتوسطه نواة مركزية تدور حولها وبعيداً عنها الكتلونات سالبة.
- تتركز كتلة الذرة في النواة التي تحتوي على الشححات الموجبة.
- الذرة متعادلة كهربياً لأن عدد الشححات الموجبة في النواة يساوي عدد الشححات السالبة التي تدور حولها.
- أثناء دوران الإلكترولون حول النواة تنشأ قوة طرد مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترولون.



## الاعتراض على نموذج رذرفورد

- حسب نموذج رذرفورد فإن الذرة ليست متزنة ميكانيكياً، حيث انه نتيجة لدوران الالكترن حول النواة فإنه، حسب نظرية ماكسويل، يشع امواجاً كهرومغناطيسية ويفقد طاقته بشكل تدريجي وبالتالي يدور في مسار حلزوني حتى يسقط في النواة وينتهي النظام الذري، وهذا لا يحدث.

# نظرية الكم والطيف الذري



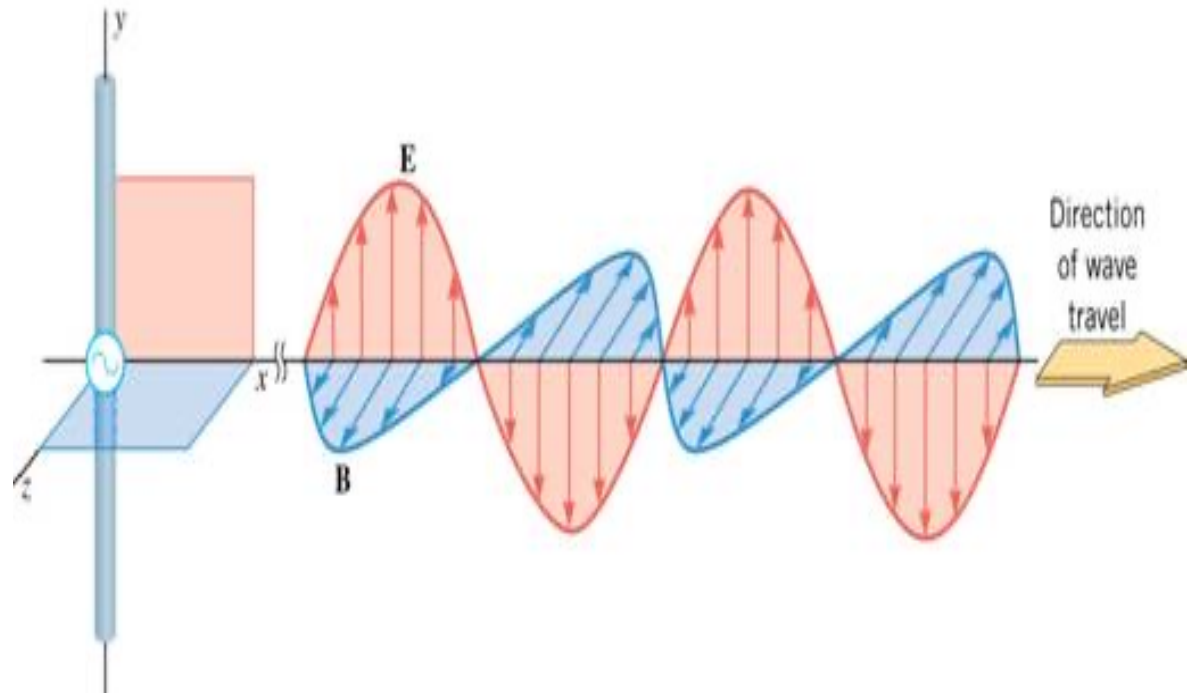
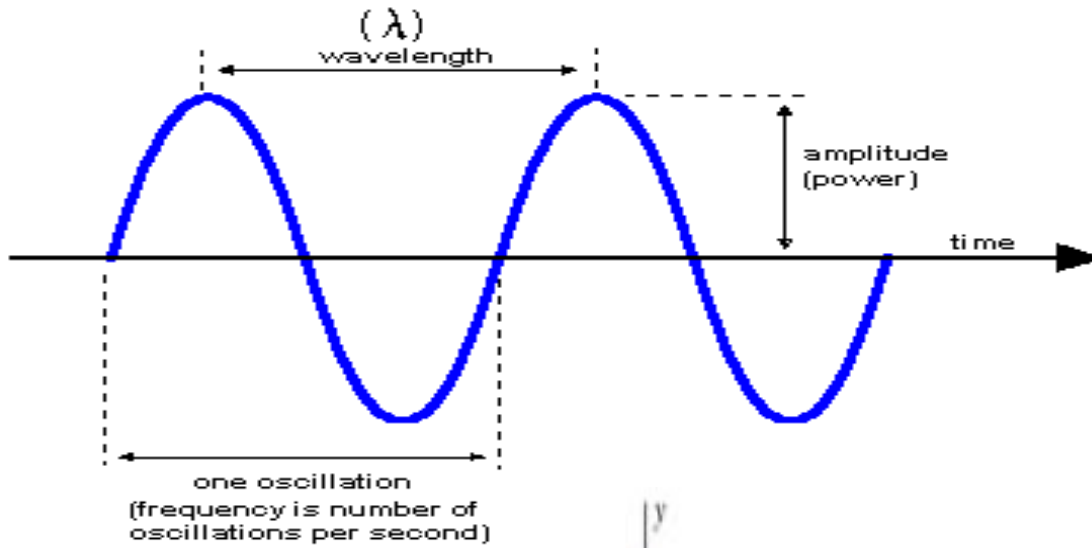
## نظرية الكم والطيف الذري

- يتكون الاشعاع الكهرومغناطيسي من مجال كهربائي وآخر مغناطيسي يتذبذبان عمودياً على اتجاه انتشار الاشعاع.
- يسير الاشعاع في موجات لها طول موجي  $\lambda$  و تردد  $\gamma$ .
- طول الموجة (  $\lambda$  ) :Wavelength  
هو المسافة بين قمتين أو قاعين متتاليتين.
- التردد (  $\gamma$  ) :Frequency  
هو عدد الذبذبات الناتجة لأي جسم في الثانية الواحدة.



# بنية الذرة

## نظرية الكم والطيف الذري



- أثبت ماكس بلانك أن الشعاع الكهرومغناطيسي ليس فيضاً أو تياراً مستمراً وإنما يكون في صورة كوانتا أو كم الطاقة. وله طاقة (E) تقدر بقانون ماكس بلانك.

$$E = h \gamma$$

$$\gamma = \text{التردد}$$

$$h = \text{ثابت بلانك}$$

- اقترح آينشتاين أن الشعاع يتكون من دقائق متناهية في الصغر أطلق عليها الفوتونات لها طاقة:

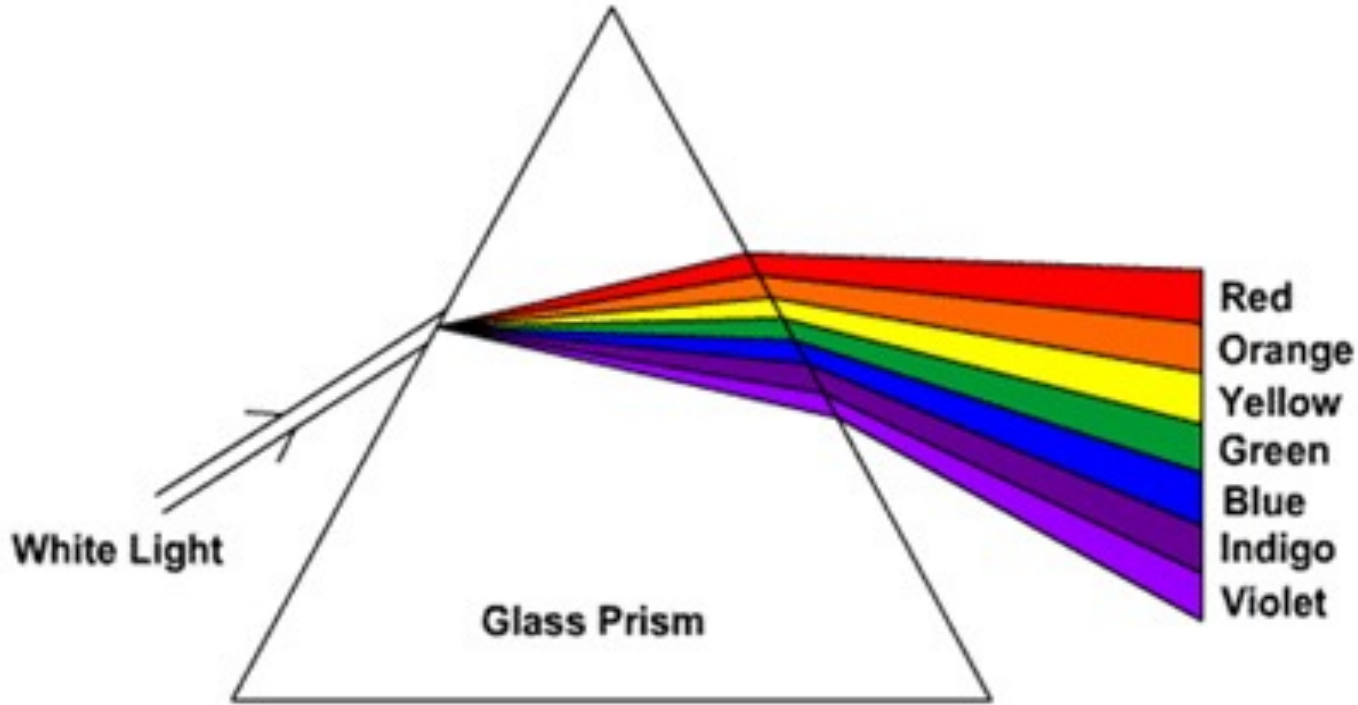
$$E = mc^2$$

$$E = \text{طاقة الفوتون} \quad m = \text{كتلة الفوتون} \quad c = \text{سرعة الاشعاع (الضوء)}$$

## الطيف الذري

- ❖ عند تسخين جزيئات الغاز أو ذرات العنصر فإنه ينتج اشعاع كهرومغناطيسي، عند تحليله نحصل على عدد من خطوط الطيف المتوازية في مناطق مختلفة (ذات أطوال موجية مختلفة). ويعرف هذا الطيف بالطيف الذري الخطي وهو يختلف من عنصر لعنصر آخر.
- ❖ يزداد تعقيد الطيف الذري بزيادة عدد الإلكترونات للعنصر.
- ❖ هناك علاقة بين الطيف الذري للذرات المثارة وتركيبها الداخلي.

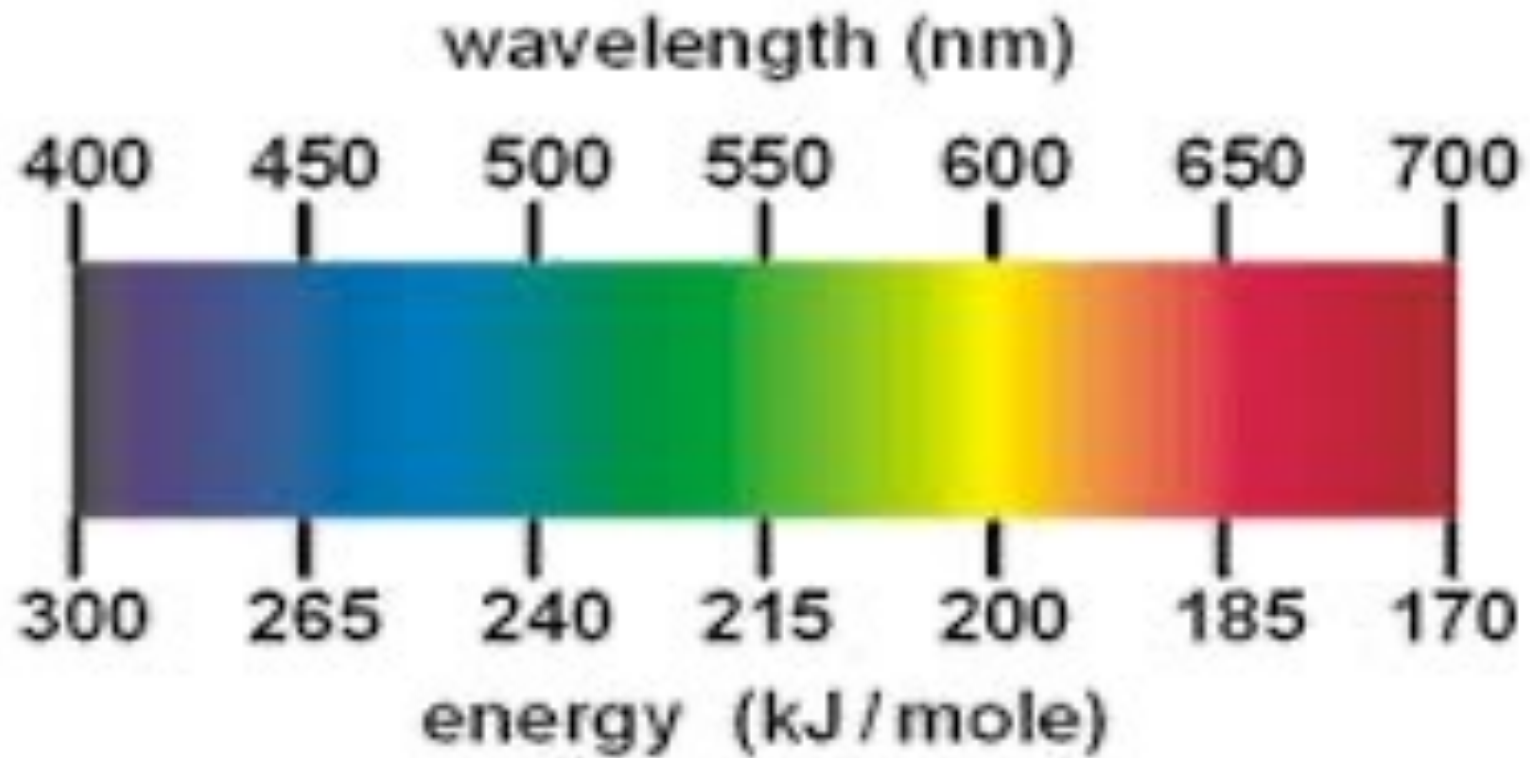
الأطياف الناتجة من تشتت الشعاع الأبيض خلال المنشور الزجاجي:  
 الأحمر - البرتقالي - الأصفر - الأخضر - الأزرق - النيلي - البنفسجي



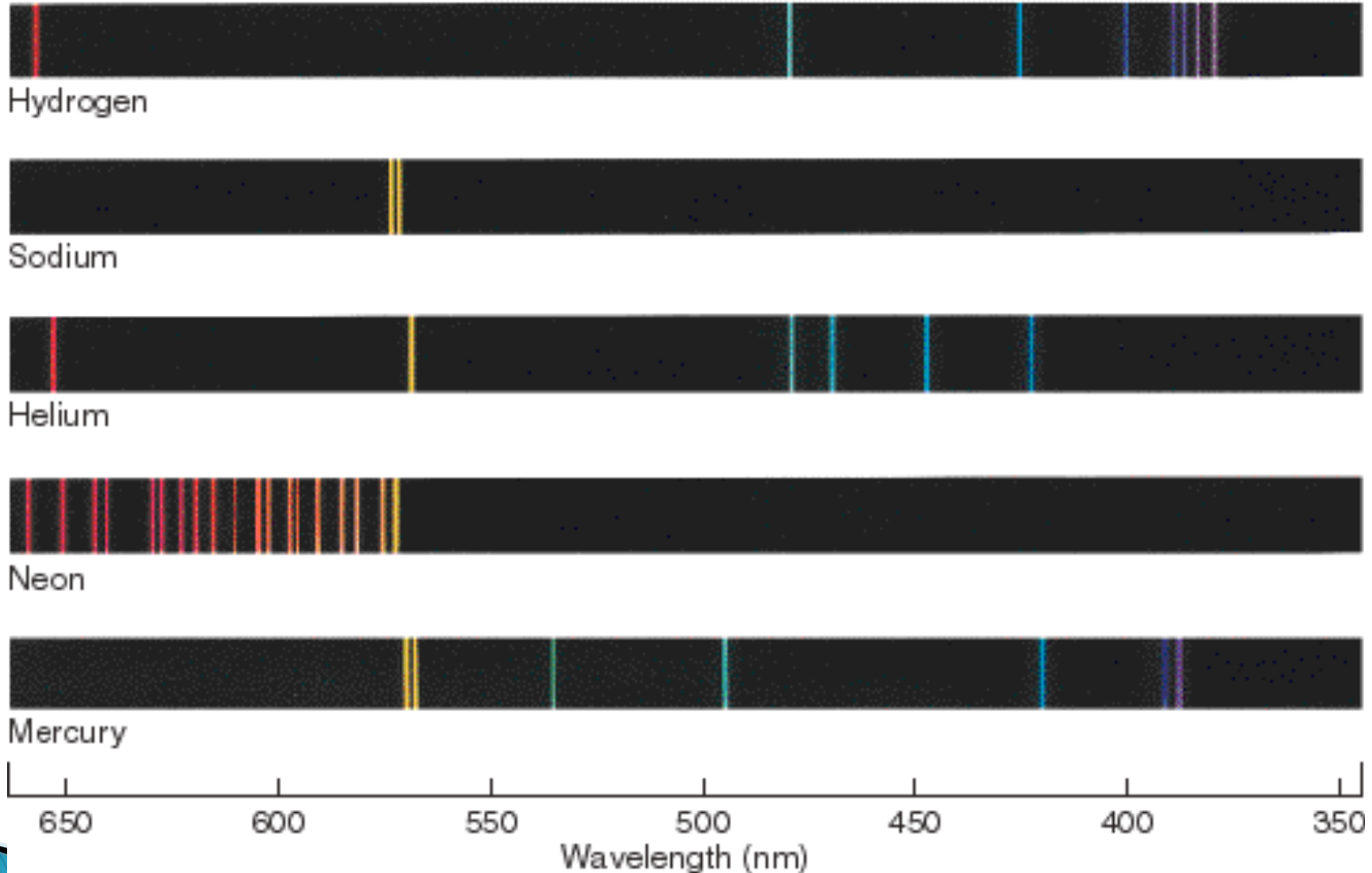
هناك علاقة بين الطيف الذري للذرات المثارة وتركيبها الداخلي.

# بنية الذرة

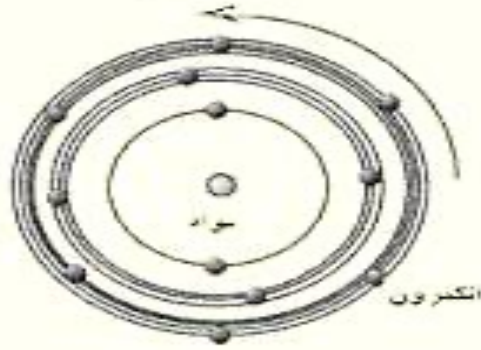
نظرية الكم والطيف الذري



- ▶ من فوائد طيف الإنبعاث: التعرف على هوية العناصر والمركبات
- ▶ (الطيف الخطي للعناصر مثل بصمة الإصبع للإنسان)



## نموذج بور



نموذج بور للذرة

• يدور الإلكترون حول النواة في عدد محدد من مستويات الطاقة الثابتة والمحددة دون أن يفقد أو يكتسب طاقة في الحالة العادية للذرة.

• لكل إلكترون أثناء دورانه حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى الطاقة الذي يدور فيه عن النواة حيث تتزايد طاقة المستوى بزيادة نصف قطره.

• أكبر عدد لمستويات الطاقة في الحالة العادية للذرة 7 مستويات يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي.

- في الحالة المستقرة للذرة يدور الإلكترون في مستوى الطاقة المناسب لطاقته وعند إثارة الذرة يقفز الإلكترون مؤقتاً من مستوى طاقته  $E_a$  الى مستوى أعلى  $E_b$  وعندما يفقد طاقة الاثارة يعود الإلكترون الى مكانه الأصلي معطياً اشعاعاً ذا طول موجي وتردد مميز لكل عنصر.
- تكون طاقة الفوتون المنبعث على شكل طيف كهرومغناطيسي تساوي فرق الطاقة بين المستويين.

$$E_b - E_a = h\gamma$$

وبذلك استطاع بور تفسير منشأ الطيف الخطي للعناصر.



## - نموذج بور

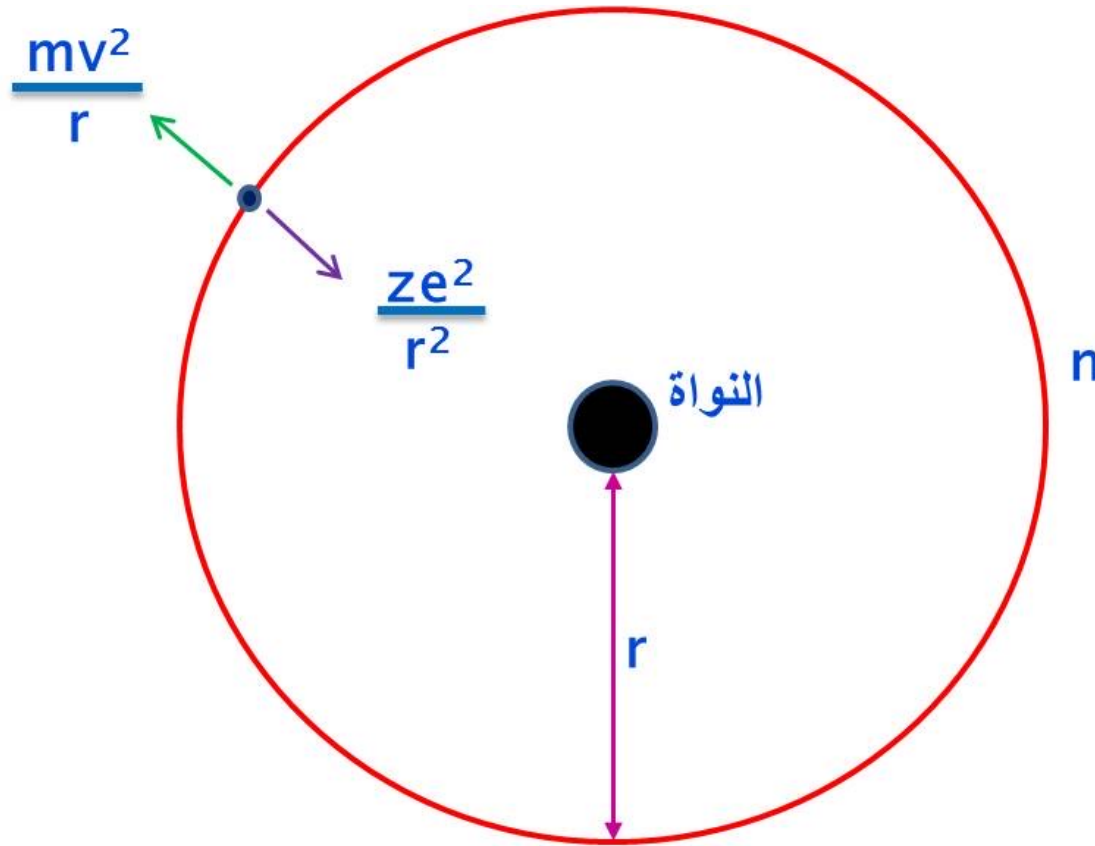
- لا ينتقل الإلكترون من مستوى الى آخر الا اذا كانت كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة مساوية لفرق الطاقة بين المستويين.
- أثناء دوران الإلكترون حول النواة يكون العزم الزاوي له  $(mvr)$  مضاعفات للقيمة

$$mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad (h/2\pi)$$

حيث  $h$  ثابت بلانك،  $m$  كتلة الإلكترون،  $v$  سرعة الإلكترون،  $r$  نصف قطر المدار و  $n$  رقم المدار.

- وقد تمكن بور من حساب أنصاف أقطار المدارات الإلكترونية والطاقة الكلية للإلكترون وفروق الطاقة بين المدارات.

• حساب أنصاف أقطار المدارات الالكترونية:



قوة جذب النواة للالكترون =  $\frac{ze^2}{r^2}$

قوة الطرد المركزي =  $\frac{mv^2}{r}$

## • حساب أنصاف أقطار المدارات الالكترونية:

نقروض أن:

كتلة الالكترون  $m$  = شحنته  $e$       سرعته  $v$       نق الذرة  $r$

شحنة النواة  $ze$ .

أثناء دوران الالكترون حول النواة تتعادل قوتان هما الطرد المركزي وقوة  $\frac{mv^2}{r}$  وجذب النواة للالكترون  $\frac{ze^2}{r^2}$ .

$$\frac{ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$$mv^2 = \frac{ze^2}{r}$$

$$r = \frac{ze^2}{mv^2}$$

## • حساب أنصاف أقطار المدارات الإلكترونية:

$$mVr = n \frac{h}{2\pi}$$

طبقاً لفروض بور فإن:

وبالتعويض عن قيمة  $r$  :  $r = \frac{ze^2}{mv^2}$

$$\frac{mvze^2}{mv^2} = n \frac{h}{2\pi}$$

$$\frac{ze^2}{v} = n \frac{h}{2\pi}$$

$$v = \frac{2\pi ze^2}{nh}$$

$$v^2 = \frac{4\pi^2 z^2 e^4}{n^2 h^2}$$

وبالتعويض عن  $v^2$  في المعادلة الأخيرة في معادلة نصف القطر ينتج:

$$r = \frac{n^2 h^2}{4m\pi^2 ze^2}$$

## عيوب نموذج بور

- تشير النظرية الى معرفة موضع الغلاف الالكتروني وسرعة الالكترون فيه بدقة وهذا غير ممكن ولا يتفق مع مبدأ عدم التأكد لهايزينبرج الذي ينص على أنه من المستحيل أن نعرف في نفس الوقت كمية الحركة والمكان لجسيم متحرك.
- لم يهتم بور بالطبيعة الموجية للالكترون واعتبره جسم مادي فقط وقد ثبت أن الالكترنات تشبه الضوء في أن لها طبيعة مزدوجة (موجية وجسيمية).
- استعمل بور مستويات مسطحة (أي في مستوى واحد) وهذا يعني أن ذرة الهيدروجين مسطحة وهذا عكس الحقيقة فالذرة لها اتجاهات ثلاث في الفراغ.
- لم تنجح نظرية بور في تفسير الأطياف الأكثر تعقيداً من طيف ذرة الهيدروجين أي أطياف الذرات التي بها أكثر من الكترون.

## اكتشاف الجسيمات الموجبة والمتعادلة (البروتون، البوزيترون والنيوترون)

✓ البروتونات موجبة و أثقل بكثير من الالكترونات (رذرفورد 1920).

✓ البوزيترون له نفس كتلة الالكترن ولكن موجب الشحنة (أندرسن 1932).

✓ النيوترون له كتلة أثقل قليلاً من البروتون ولكن متعادل كهربياً (شادويك 1932).

# الجهود التي أدت الى تطور نظرية بور والوصول للنظرية الذرية الحديثة

## 1. الطبيعة الموجية للإلكترون: (معادلة دي براولي)

- الإلكترون مثل الضوء يجيد ويتداخل، لذا فهو له طبيعة مزدوجة (جسيمية وموجية) وليس جسيم فقط.
- تمكن العالم دي براولي من اشتقاق معادلة لحساب الطول الموجي لموجة الإلكترون.

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

حيث  $h$  ثابت بلانك،  $m$  كتلة الإلكترون،  $v$  سرعته.

- $mv$  كمية الحركة تعبر عن جسيمية الإلكترون، و  $\lambda$  تعبر عن طبيعته الموجية.
- لخاصية حيود الإلكترون استخدامات عظيمة في مجال دراسة التركيب البللوري والجزيئي والتصوير.

## 2. مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج:

• من المستحيل أن نعرف في نفس الوقت كمية الحركة والمكان لجسيم متحرك.

$$(\Delta x)(\Delta mv) \geq \frac{h}{2\pi}$$

□  $\Delta x$  تمثل مقدار عدم التأكد بالنسبة لمكان الالكترون.

□  $\Delta mv$  مقدار عدم التأكد لكمية الحركة.

□ أي أنه اذا تم تحديد مكان الالكترون تحديداً دقيقاً فإنه لا يمكن تحديد كمية حركته بدقة والعكس صحيح.



# النظرية الذرية الحديثة

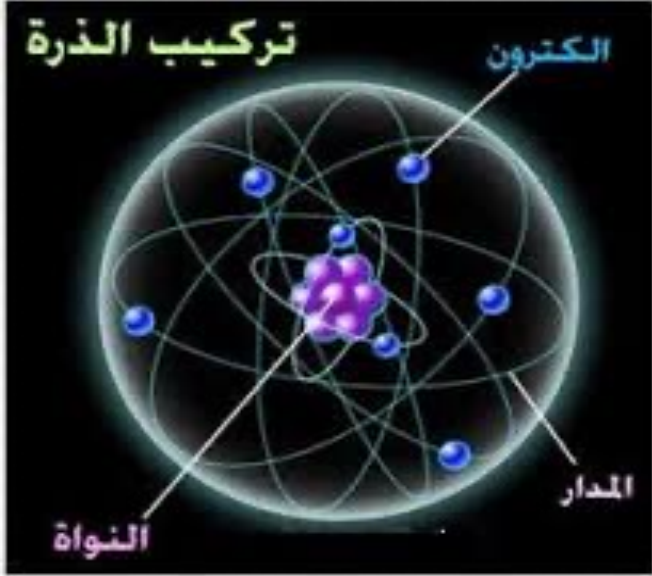


## النظرية الذرية الحديثة:

• الذرة تتكون من نواة تحتوي على الشحنة الموجبة وتتركز فيها معظم كتلة الذرة.

• تحاط النواة بإلكترونات سالبة الشحنة تتحرك بسرعة كبيرة جداً ولها خواص الموجات.

• الإلكترونات تشغل مناطق الفراغ حول النواة ولها طاقات معينة وتوجد في ما يعرف بالسحابة الإلكترونية.



## النظرية الذرية الحديثة:

أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:  
تصف حركة الإلكترونات في الذرة و تحدد مكانها.

1. عدد الكم الرئيسي (n)
  - يدل على مكان الغلاف أو مستوى الطاقة.
  - يبين حجم السحابة الإلكترونية.
  - قيمته 1-7 ولا يأخذ القيمة صفر.
  - تأخذ مستويات الطاقة السبع الرموز K, L, M, N, O, P, Q.

## النظرية الذرية الحديثة:

رقم المستوى	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	السادس	السابع
الرمز	K	L	M	N	O	P	Q
عدد الكم الرئيسي	1	2	3	4	5	6	7

- عدد الالكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة أساسي يساوي ضعف مربع رقم الغلاف ( $2n^2$ ). المستوى الرابع يتشبع ب 32 الكترون ( $2 \times 4^2 = 32$ ).
- لا ينطبق هذا القانون على مستويات الطاقة الأعلى من الرابع لأن الذرة تصبح غير مستقرة اذا زاد عدد الالكترونات في أي مستوى عن 32 الكترون.

أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:

## 2. عدد الكم الثانوي ( $l$ )

- يدل على مكان مستوى الطاقة الفرعي (تحت المستوى الرئيسي). وهو عدد تحدد قيمته شكل المجال الذي يتحرك فيه الإلكترون.
- عددها يساوي رقم المستوى الرئيسي التابعة له.
- لا يزيد عدد مستويات الطاقة الفرعية عن اربعة مستويات.
- تأخذ مستويات الطاقة الفرعية الأربعة الرموز S, P, d, F.
- تختلف في الطاقة  $F > d > P > S$ .
- رقم موجب أقل من  $n$  ويأخذ القيم (0, 1, 2, 3)  $0 \leq l \leq n-1$

## أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:

### 2. عدد الكم الثانوي ( $l$ )

رمز المستوى الفرعي	ع.م. الفرعية ع.م. = قيمة ( $n$ )	قيم ( $l$ ) المقابلة من $[0...n-1]$	قيمة ( $n$ ) رقم المستوى الرئيسي
(1S)	1	0	الأول ( $n=1$ )
(2P)، (2S)	2	0,1	الثاني ( $n=2$ )
(3d)، (3P)، (3S)	3	0,1,2	الثالث ( $n=3$ )
(4f)، (4d)، (4P)، (4S)	4	0,1,2,3	الرابع ( $n=4$ )

## أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات

3. عدد الكم المغناطيسي (m):

- يحدد شكل الاوربيتالات واتجاهاتها في الفراغ.
- عدد الاتجاهات لكل اوربيتال  $= 2l + 1$  ، حيث  $l$  هي قيمة عدد الكم الثانوي.
- تتراوح قيمة عدد الكم المغناطيسي بين  $+l$  و  $-l$  .
- في حالة المستوى الثانوي S تكون:

$$m = 2 \times 0 + 1 = 1$$

لذلك فإن المستوى S له اتجاه واحد في الفراغ وهو الشكل الكروي حول النواة.

أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:

3. عدد الكم المغناطيسي (m):

• في حالة المستوى الثانوي P تكون:

$$m = 2 \times 1 + 1 = 3 \quad (+1, 0, -1)$$

• لذلك فإن المستوى P له ثلاث اتجاهات في الفراغ.

• ويتكون من انتفاخين متلامسين وكل منهما يستطيع تسكين الكترون والذي يصعب تواجده عند التقاء الانتفاخين.



أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:  
3. عدد الكم المغناطيسي (m):

• في حالة المستوى الثانوي d تكون:

$$m = 2 \times 2 + 1 = 5$$

$$(+2, +1, 0, -1, -2)$$

• لذلك فإن المستوى d له خمس اتجاهات في الفراغ.

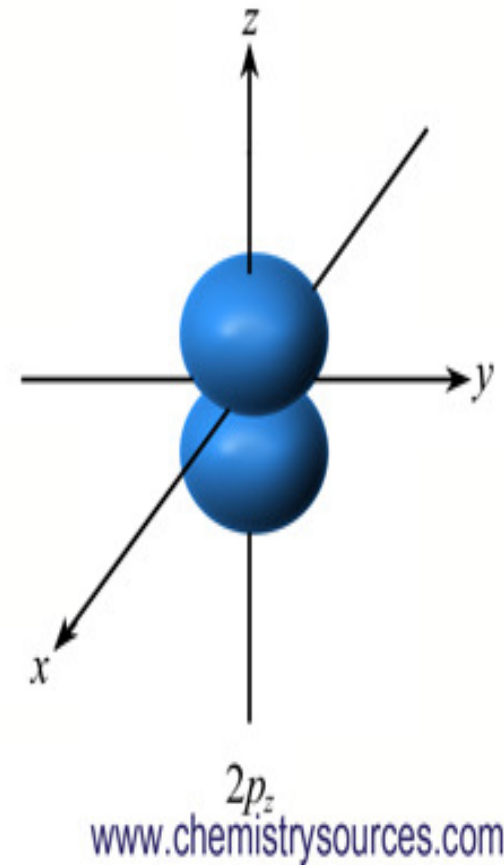
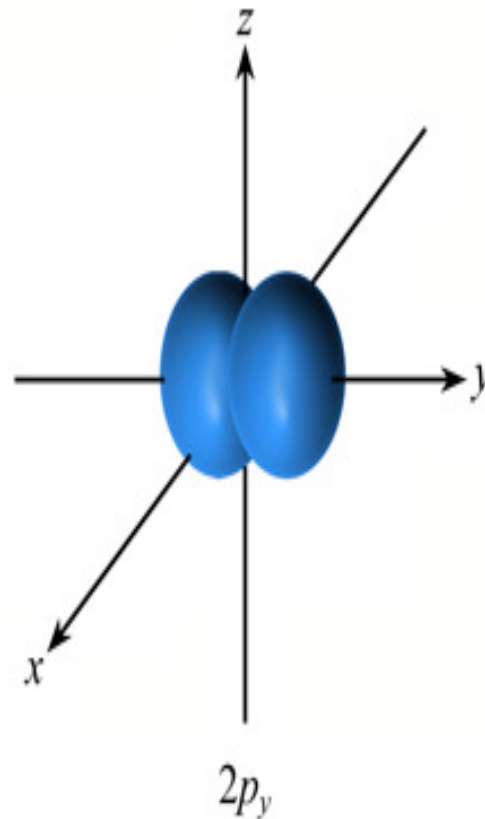
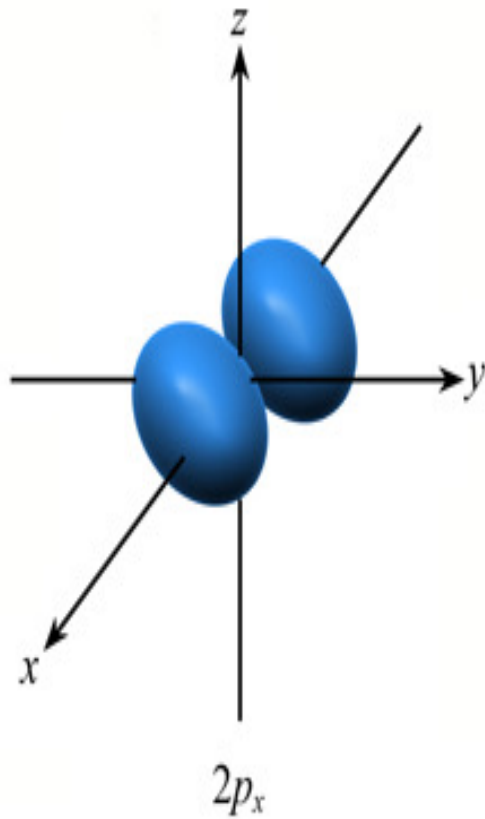
• في حالة المستوى الثانوي f تكون:

$$m=2 \times 3 + 1= 7 \quad (+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3)$$

لذلك فإن المستوى f له سبع اتجاهات في الفراغ.

# أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:

3. عدد الكم المغناطيسي ( $m$ ):



$^{21}\text{Sc}$  electronic distribution  
(translucent orbitals)

[www.quimica3d.com](http://www.quimica3d.com)

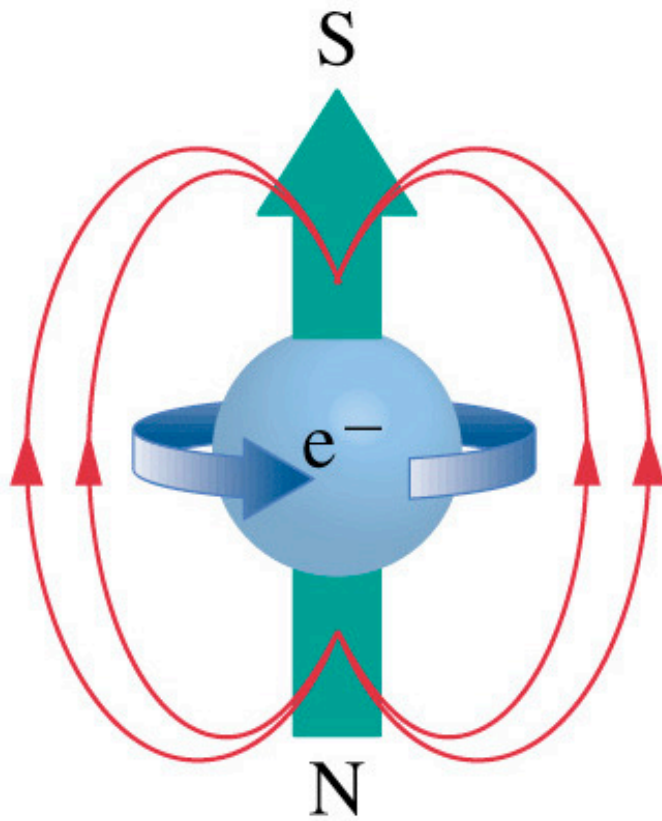
October, 2009

أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:

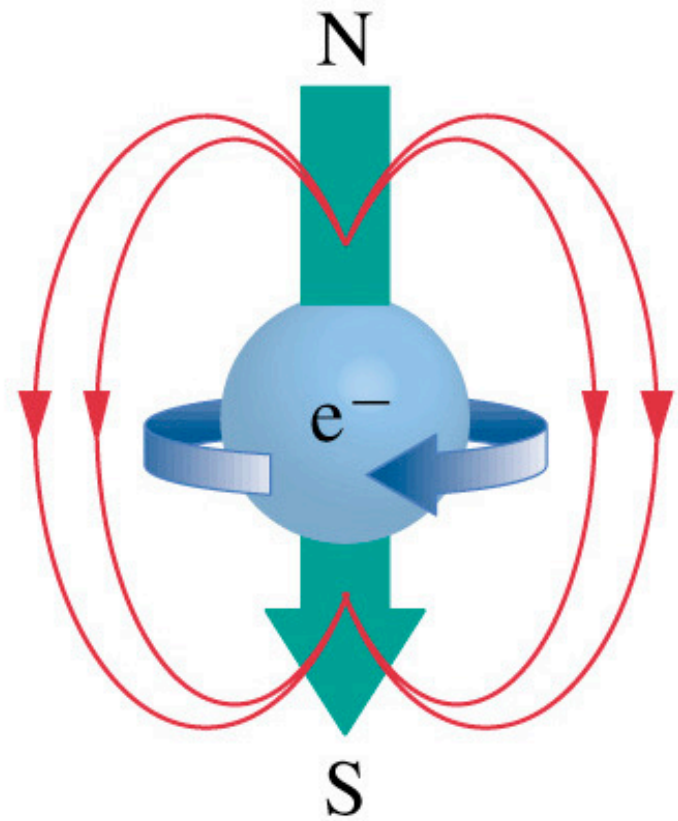
4. عدد الكم المغزلي (s):

- وهو عدد يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره.
- لكل إلكترون حركتان: الأولى حول النواة...والثانية حول نفسه وتسمى بالحركة المغزلية.
- تكون حركة الدوران المغزلية لأحد الإلكترونين مضادة لحركة الإلكترون الآخر مما يقلل من قوى التنافر بينهما.
- لعدد الكم المغزلي قيمتان  $+1/2$  ,  $-1/2$

4. عدد الكم المغزلي (s):



$$m_s = +\frac{1}{2}$$



$$m_s = -\frac{1}{2}$$

## أعداد الكم والشكل الفراغي للدويرات:

أهميته	القيم	الرمز	عدد الكم
يحدد عدد مستويات الطاقة الرئيسية في الذرة	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7	$n$	الرئيسي
يحدد عدد المستويات الطاقة الفرعية في المستويات الرئيسية	$s = 0, p = 1, d = 2, f = 3$	$l$	الثانوي
يحدد عدد الأوربيتالات في المستويات الفرعية واتجاهاتها الفراغية	يأخذ الأعداد من $(-l, 0, +l)$ وذلك لكل $l$	$m_l$	المغناطيسي
يحدد اتجاه حركة الإلكترون المغزلية حول محوره	يأخذ الأعداد $+1/2, -1/2$ لكل $m_l$	$m_s$	المغزلي

التوزيع الاحتمالي للإلكترونات في الذرة:

1. مبدأ البناء التصاعدي:

الإلكترونات تملأ المستويات ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم ذات الطاقة الأعلى.

مثلاً: ذرة الخارصين  $Zn_{30}$



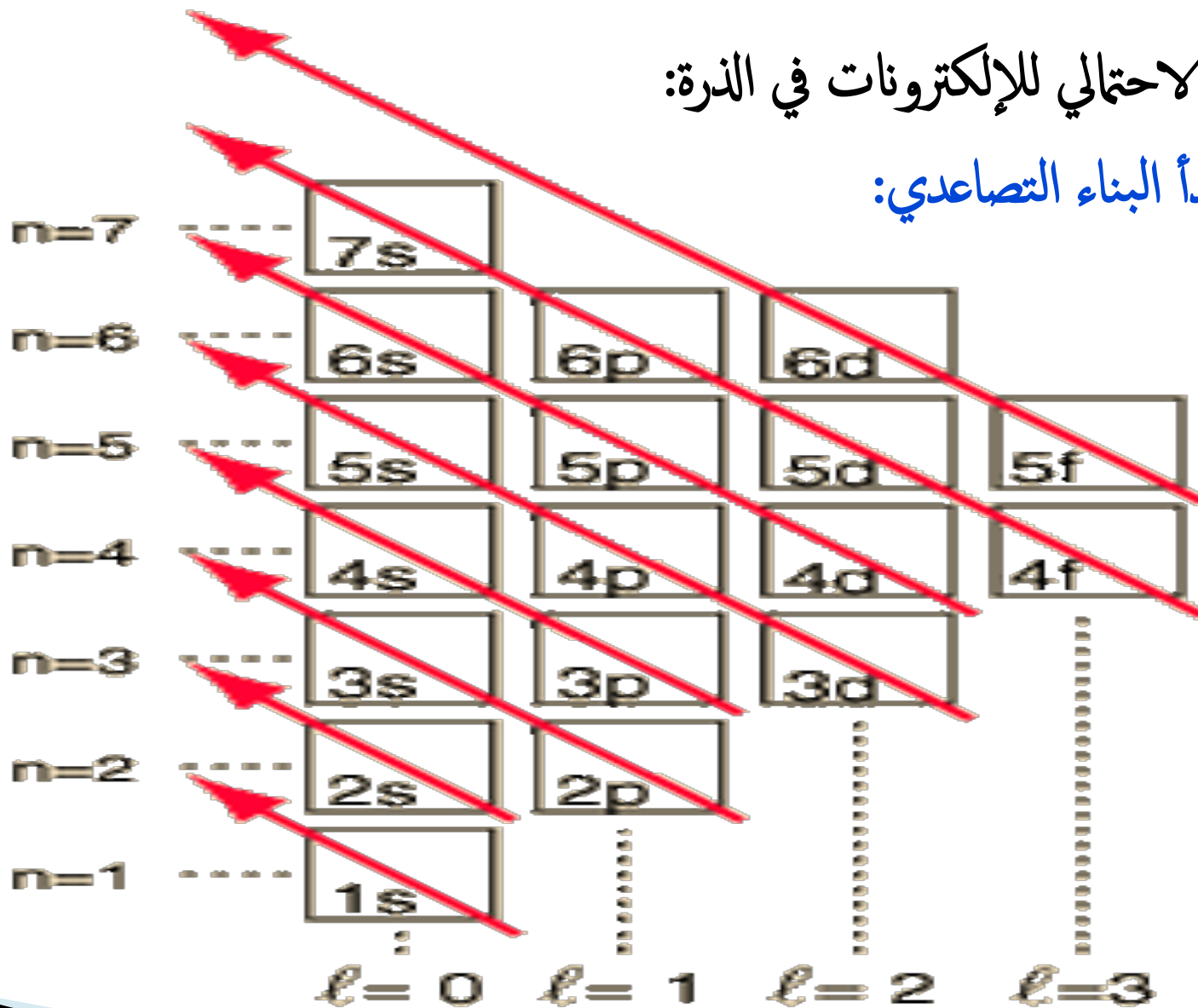
2. قاعدة هوند:

لا يحدث ازدواج بين الكترينين في مستوى فرعي معين الا بعد أن تشغل اوربيتالاته فرادى أولاً.



# التوزيع الاحتمالي للإلكترونات في الذرة:

1. مبدأ البناء التصاعدي:

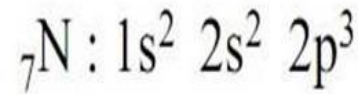






اكتب التوزيع الالكتروني لعنصر (7N)، موضحاً على الرسم رمز كل مجال فرعي والعدد الكمي المجالي.

أولاً: نكتب التوزيع الالكتروني:



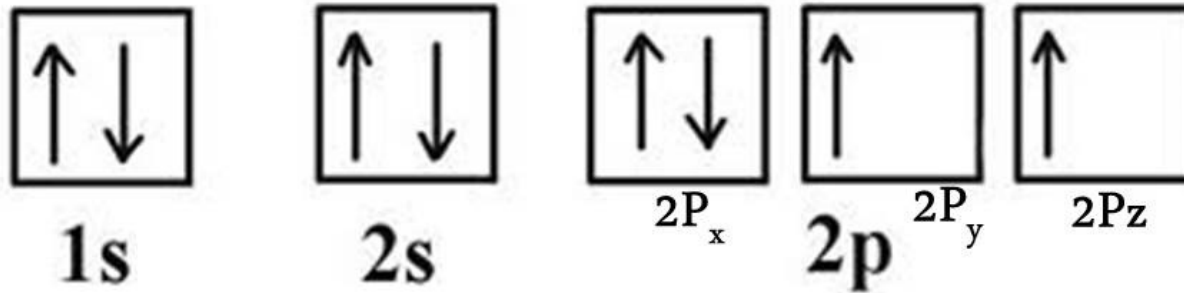
ثانياً: نرتب الإلكترونات كل في مجاله:

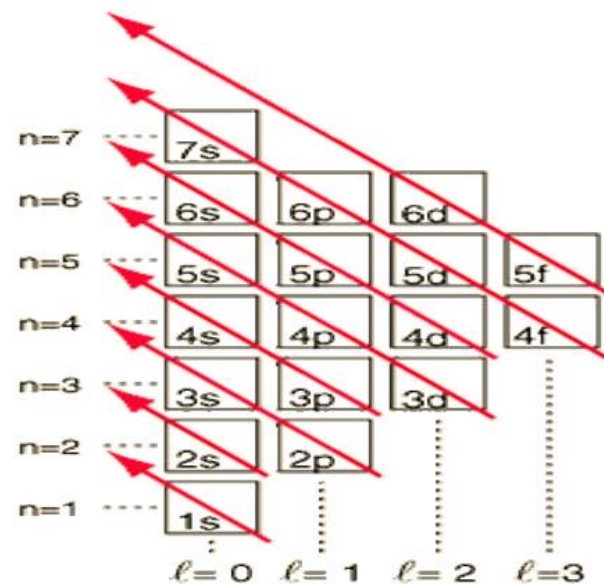
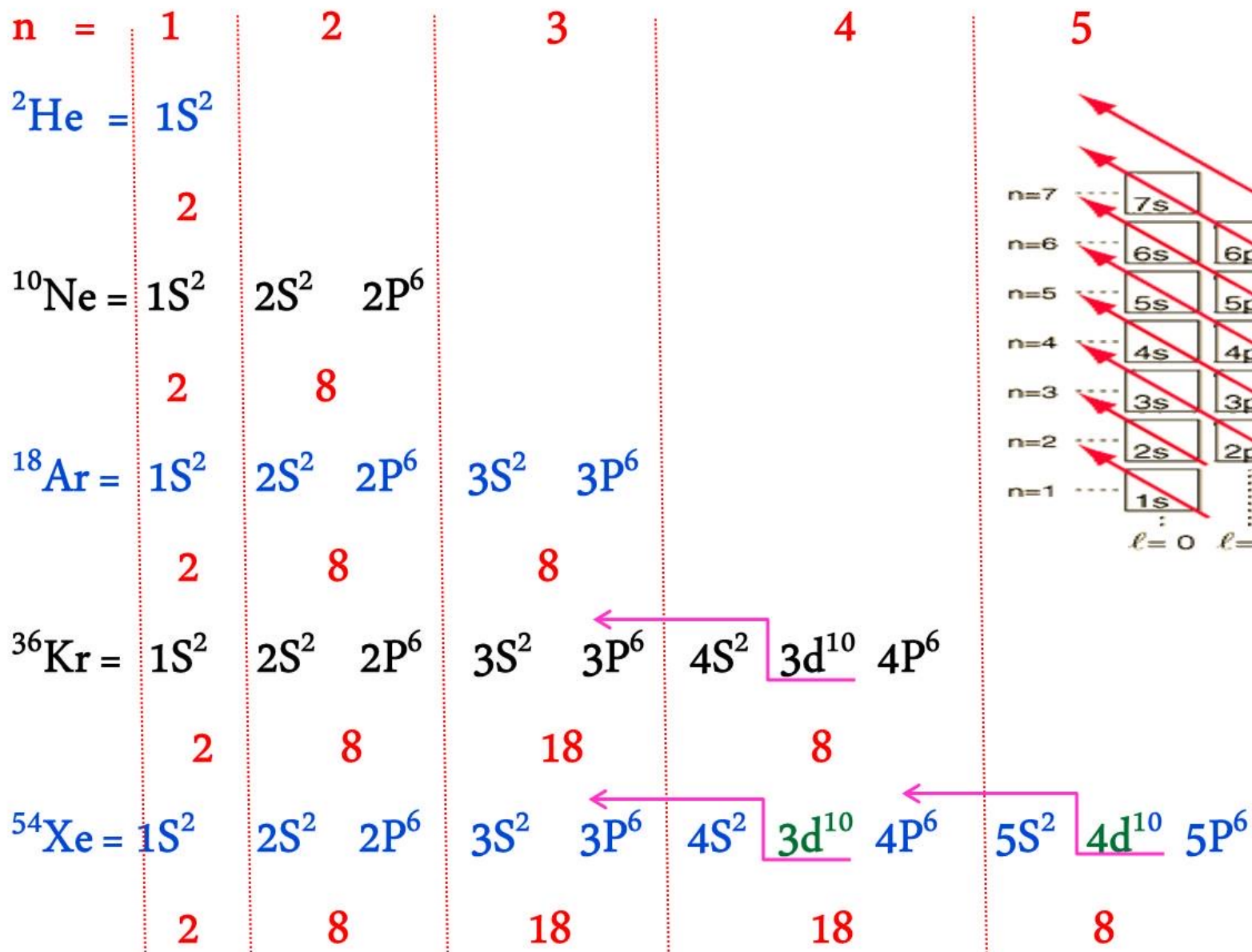
الحل

التوزيع حسب قاعدة هند <sup>٤</sup>			
رمز المجال الفرعي	1s	2s	2p <sub>x</sub> 2p <sub>y</sub> 2p <sub>z</sub>
عدد الكم المغناطيسي	صفر	صفر	1- صفر 1+

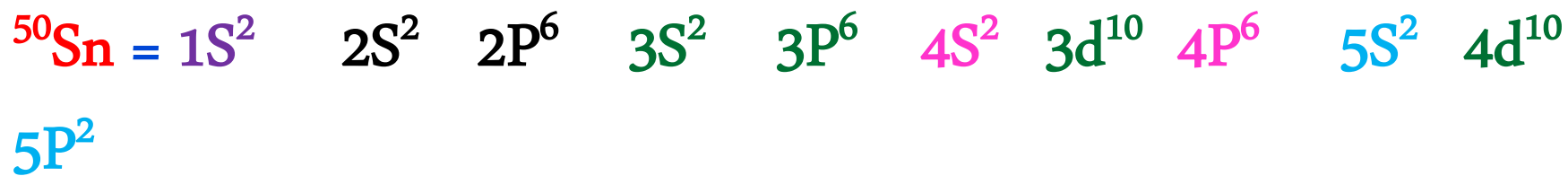
${}^8\text{O}$

# Oxygen





أكتب التركيب (التوزيع) الالكتروني للقصدير  $^{50}\text{Sn}$



أكتب التركيب (التوزيع) الالكتروني للتنجستن  $^{74}\text{W}$



## الجدول الدوري وخواص العناصر

- تم ترتيب العناصر داخل جدول بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه بالكترون واحد. سمي هذا الجدول بالجدول الدوري للعناصر.
- في الجدول الدوري للعناصر الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الواحدة تتشابه.
- طبقاً للتوزيع الالكتروني وعدد الالكترونات في المدار الخارجي المعروف بغلاف التكافؤ تم تقسيم العناصر الى اربع مجموعات:
- 1. **مجموعة أو كتلة S:** تشمل الهيدروجين ومجموعة الأقلء و الأقلء الأرضية حيث يبدأ تكون الأغلفة الجديدة المضافة بملاً الدوير S وينتهي بأكمله.

## الجدول الدوري وخواص العناصر

2. مجموعة أو كتلة p: فيها يبدأ دخول الالكترن المستوى P وينتهي بأكمله في الغاز الخامل.

3. مجموعة أو كتلة d: وهي مجموعة العناصر التي يمتلأ فيها الدوير d وتسمى بالعناصر الانتقالية ويوجد منها ثلاث مجموعات:

A. سلسلة العناصر الانتقالية الأولى ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d .

B. سلسلة العناصر الانتقالية الثانية ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d .

C. سلسلة العناصر الانتقالية الثالثة ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d .

## الجدول الدوري وخواص العناصر

### 4. مجموعة أو كتلة f :

وتشمل العناصر التي يملأ فيها الدوير f وتعرف هذه العناصر بالعناصر الأرضية النادرة ويكون لها صفات العناصر الانتقالية والدوير f في هذه العناصر يكون غير ممتلأ تماماً وتضم هذه المجموعة سلسلتين هما:

(a) سلسلة اللانثانيدات والتي يمتلأ بها الدوير  $4f$

(b) سلسلة الأكتينيدات والتي يمتلأ بها الدوير  $5f$

# The Periodic Table

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



1A																	8A	
1	H Hydrogen 1.0															He Helium 4.0		
2	Li Lithium 6.9	Be Beryllium 9.0											B Boron 10.8	C Carbon 12.0	N Nitrogen 14.0	O Oxygen 16.0	F Fluorine 19.0	Ne Neon 20.2
3	Na Sodium 23.0	Mg Magnesium 24.3											Al Aluminum 27.0	Si Silicon 28.1	P Phosphorus 31.0	S Sulfur 32.1	Cl Chlorine 35.5	Ar Argon 40.0
4	K Potassium 39.1	Ca Calcium 40.2	Sc Scandium 45.0	Ti Titanium 47.9	V Vanadium 50.9	Cr Chromium 52.0	Mn Manganese 54.9	Fe Iron 55.9	Co Cobalt 58.9	Ni Nickel 58.7	Cu Copper 63.5	Zn Zinc 65.4	Ga Gallium 69.7	Ge Germanium 72.6	As Arsenic 74.9	Se Selenium 79.0	Br Bromine 79.9	Kr Krypton 83.8
5	Rb Rubidium 85.5	Sr Strontium 87.6	Y Yttrium 88.9	Zr Zirconium 91.2	Nb Niobium 92.9	Mo Molybdenum 95.9	Tc Technetium 99	Ru Ruthenium 101.0	Rh Rhodium 102.9	Pd Palladium 106.4	Ag Silver 107.9	Cd Cadmium 112.4	In Indium 114.8	Sn Tin 118.7	Sb Antimony 121.8	Te Tellurium 127.6	I Iodine 126.9	Xe Xenon 131.3
6	Cs Caesium 132.9	Ba Barium 137.4	La Lanthanum 138.9	Hf Hafnium 178.5	Ta Tantalum 181.0	W Tungsten 183.9	Re Rhenium 186.2	Os Osmium 190.2	Ir Iridium 192.2	Pt Platinum 195.1	Au Gold 197.0	Hg Mercury 200.6	Tl Thallium 204.4	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 209.0	Po Polonium 210.0	At Astatine 210.0	Rn Radon 222.0
7	Fr Francium 223.0	Ra Radium 226.0	Ac Actinium 227.0	Rf Rutherfordium 261	Db Dubnium 262	Sg Seaborgium 263	Bh Bohrium 262	Hs Hassium 265	Mt Meitnerium 266	Uun Ununium 272								

أشبه الهلزات

العناصر الإنتهالية

العناصر الإنتهالية الداخلية

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce Cerium 140.1	Pr Praseodymium 140.9	Nd Neodymium 144.2	Pm Promethium 147.0	Sm Samarium 150.4	Eu Europium 152.0	Gd Gadolinium 157.3	Tb Terbium 158.9	Dy Dysprosium 162.5	Ho Holmium 164.9	Er Erbium 167.3	Tm Thulium 168.9	Yb Ytterbium 173.0	Lu Lutetium 175.0
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th Thorium 232.0	Pa Protactinium 231.0	U Uranium 238.0	Np Neptunium 237.0	Pu Plutonium 242.0	Am Americium 243.0	Cm Curium 247.0	Bk Berkelium 247.0	Cf Californium 251.0	Es Einsteinium 254.0	Fm Fermium 253.0	Md Mendelevium 258.0	No Nobelium 254.0	Lr Lawrencium 257.0

## دورية بعض الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر الجدول الدوري:

عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في الخواص لأن لها نفس العدد من الالكترونات في المدار الخارجي المسؤول عن الخواص الكيميائية للعنصر.

(1) الحجم الذري (نصف قطر الذرة) = نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة.

□ في الدورات الأفقية: الحجم الذري يقل كلما اتجهنا من اليسار الى اليمين وذلك بسبب زيادة شحنة النواة الموجبة تدريجياً في هذا الاتجاه مما يؤدي الى جذب الالكترونات.

□ في المجموعات الرأسية: يزيد حجم الذرة كلما اتجهنا من أعلى الى أسفل بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة وزيادة التنافر بين الالكترونات.

IA

IIA

IIIA

IVA

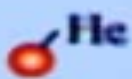
VA

VIA

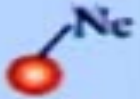
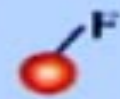
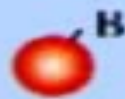
VII

VIIIA

الدورة الأولى



الدورة الثانية



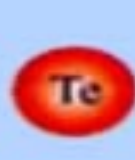
الدورة الثالثة



الدورة الرابعة



الدورة الخامسة



الدورة السادسة





دورية بعض الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر الجدول الدوري:

(2) السالبة الكهربائية:

هي قدرة الذرة على جذب الكترولونات الرابطة الكيميائية إليها.

□ في الدورات الأفقية: تزداد السالبة الكهربائية لزيادة العدد الذري ونقص نصف القطر داخل الدورة الواحدة مما يؤدي الى زيادة قرب الكترولونات التكافؤ من تأثير النواة.

□ في المجموعات الرأسية: تقل السالبة الكهربائية كلما اتجهنا من أعلى الى أسفل بسبب زيادة حجم الذرة مما يؤدي الى بعد الكترولونات التكافؤ عن تأثير النواة بالتدرج.

TABLE 1.3 The Electronegativities of Selected Elements<sup>a</sup>

IA	IIA	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2.1								
Li 1.0	Be 1.5			B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2			Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0							Br 2.8
								I 2.5

increasing electronegativity →

↑ increasing electronegativity

<sup>a</sup>Electronegativity values are relative, not absolute. As a result, there are several scales of electronegativities. The electronegativities listed here are from the scale devised by Linus Pauling.

دورية بعض الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر الجدول الدوري:

(3) جهد التأين

هو مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة.

□ هناك تناسب عكسي بين جهد التأين والحجم الذري.

□ في الدورات الأفقية: يزداد جهد التأين من اليسار الى اليمين لنقص نصف القطر

داخل الدورة الواحدة مما يؤدي الى زيادة قرب الكترونات التكافؤ من النواة فيصعب انتزاعها.

□ في المجموعات الرأسية: يقل جهد التأين كلما اتجهنا من أعلى الى أسفل بسبب زيادة

عدد الأغلفة الالكترونية وزيادة حجم الذرة مما يؤدي الى بعد الكترونات التكافؤ عن تأثير النواة بالتدرج فيسهل ازلتها.

دورية بعض الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر الجدول الدوري:

### (3) الخاصية الفلزية واللافلزية

#### الفلزات:

- هي العناصر التي يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات وتميل الى فقد الكترولونات التكافؤ (لها قدرة اختزالية عالية) لكي تصل الى تركيب الغاز الخامل.
- موصلة للكهرباء بسبب سهولة انتقال الكترولونات التكافؤ.

#### اللافلزات:

- هي العناصر التي يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات وتميل الى اكتساب الكترولونات (لها قدرة مؤكسدة عالية) لكي تصل الى تركيب الغاز الخامل.
- عازلة للكهرباء بسبب صعوبة انتقال الكترولونات.

دورية بعض الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر الجدول الدوري:

### (3) الخاصية الفلزية واللافلزية

- في الدورات الأفقية: تقل الخاصية الفلزية من اليسار الى اليمين لزيادة جهد التأين.
- تبدأ الدورات بأقوى الفلزات في المجموعة الأولى ثم تقل الفلزية حتى أشباه الفلزات ثم تبدأ اللافلزات حتى نصل الى أقواها في المجموعة السابعة.
- في المجموعات الرأسية: تزداد الخاصية الفلزية كلما اتجهنا من أعلى الى أسفل لقلة جهد التأين بسبب زيادة عدد الأغلفة الالكترونية وزيادة حجم الذرة مما يؤدي الى بعد الكترولونات التكافؤ عن تأثير النواة بالتدرج فيسهل فقدها.



**العناصر الإنتقالية**

أشبه الهلزات

1A	2A																3A	4A	5A	6A	7A	8A		
1	2																3	4	5	6	7	8	9	10
H	Li																B	C	N	O	F	Ne		
Hydrogen 1.0	Lithium 6.9																Boron 10.8	Carbon 12.0	Nitrogen 14.0	Oxygen 16.0	Fluorine 19.0	Neon 20.2		
2	3																4	5	6	7	8	9	10	
Li	Na																Al	Si	P	S	Cl	Ar		
Beryllium 9.0	Sodium 23.0																Aluminum 27.0	Silicon 28.1	Phosphorus 31.0	Sulfur 32.1	Chlorine 35.5	Argon 40.0		
3	4																5	6	7	8	9	10		
Na	K																Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Magnesium 9.0	Potassium 39.1																Gallium 69.7	Germanium 72.6	Arsenic 74.9	Selenium 79.0	Bromine 79.9	Krypton 83.8		
4	5																6	7	8	9	10			
Ca	Rb																In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Scandium 45.0	Rubidium 85.5																Indium 114.8	Tin 118.7	Antimony 121.8	Tellurium 127.6	Iodine 126.9	Xenon 131.3		
5	6																7	8	9	10				
Ti	Cs																Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Titanium 47.9	Caesium 132.9																Thallium 204.4	Lead 207.2	Bismuth 209.0	Polonium 210.0	Astatine 210.0	Radon 222.0		
6	7																8	9	10					
V	Fr																Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Vanadium 50.9	Francium 223.0																Mercury 200.6	Thallium 204.4	Lead 207.2	Bismuth 209.0	Polonium 210.0	Astatine 210.0	Radon 222.0	
7	8																9	10						
Cr	Ra																Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Chromium 52.0	Radium 226.0																Gold 197.0	Mercury 200.6	Thallium 204.4	Lead 207.2	Bismuth 209.0	Polonium 210.0	Astatine 210.0	Radon 222.0
8	9																10							
Mn	Ac																Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Manganese 54.9	Actinium 227.0																Mercury 200.6	Thallium 204.4	Lead 207.2	Bismuth 209.0	Polonium 210.0	Astatine 210.0	Radon 222.0	
9	10																11	12						
Fe	Rf																Hs	Mt	Uun					
Iron 55.9	Rutherfordium 261																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
10	11																12							
Co	Db																Hs	Mt	Uun					
Cobalt 58.7	Dubnium 262																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
11	12																13	14						
Ni	Sg																Hs	Mt	Uun					
Nickel 58.7	Seaborgium 263																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
12	13																14							
Cu	Bh																Hs	Mt	Uun					
Copper 63.5	Bohrium 262																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
13	14																15	16						
Zn	Hs																Hs	Mt	Uun					
Zinc 65.4	Hassium 265																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
14	15																16							
Ga	Mt																Hs	Mt	Uun					
Gallium 69.7	Meitrium 266																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
15	16																17	18						
Ge	Uun																Hs	Mt	Uun					
Germanium 72.6	Ununilium 272																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
16	17																18							
As	Uun																Hs	Mt	Uun					
Arsenic 74.9	Ununilium 272																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
17	18																19	20						
Se	Uun																Hs	Mt	Uun					
Selenium 79.0	Ununilium 272																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
18	19																20							
Br	Uun																Hs	Mt	Uun					
Bromine 79.9	Ununilium 272																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
19	20																21	22						
Kr	Uun																Hs	Mt	Uun					
Krypton 83.8	Ununilium 272																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
20	21																22							
Xe	Uun																Hs	Mt	Uun					
Xenon 131.3	Ununilium 272																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					
21	22																23	24						
Rn	Uun																Hs	Mt	Uun					
Radon 222.0	Ununilium 272																Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272					

الهلزات ← → الأهلزات

**العناصر الإنتقالية الداخلية**

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Cerium 140.0	Praseodymium 140.9	Neodymium 144.2	Promethium 147.0	Samarium 150.4	Europium 152.0	Gadolinium 157.3	Terbium 158.9	Dysprosium 162.5	Holmium 164.9	Erbium 167.3	Thulium 168.9	Ytterbium 173.0	Lutetium 175.0
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Thorium 232.0	Protactinium 231.0	Uranium 238.0	Nepunium 237.0	Plutonium 242.0	Americium 243.0	Curium 247.0	Berkelium 247.0	Californium 251.0	Einsteinium 254.0	Fermium 253.0	Mendelevium 258.0	Nobelium 254.0	Lawrencium 257.0

## الخواص الكيميائية للعناصر المختلفة

1. عناصر المدار S: تشمل العناصر التي تقع الكترونات تكافؤها في المدار الفرعي S.

	IA
2S	<sup>3</sup> Li
3S	<sup>11</sup> Na
4S	<sup>19</sup> K
5S	<sup>37</sup> Rb
6S	<sup>55</sup> Cs

A. عناصر المجموعة IA (الفلزات القلوية):

- جميع هذه الفلزات لها التركيب الالكتروني الخارجي  $S^1$
- الكتلون التكافؤ له جهد تأين منخفض وسالبية منخفضة ويزيد الانخفاض من الليثيوم الى السيزيوم.
- من أنشط الفلزات كيميائياً لذا لا توجد في الطبيعة في صورة فلزية ولكن كمركبات مع الأكسجين ، الكلور أو عناصر أخرى.
- لها صفات اختزالية قوية جداً ولها حالة تأكسد +1 .

## الخواص الكيميائية للعناصر المختلفة

A. عناصر المجموعة IA (الفلزات القوية):

- تتفاعل مع الماء بشدة وبعنف وتنطلق حرارة كبيرة.



- منخفضة درجة الانصهار والغليان. - لينة وسهلة الطرق.

- مركباتها سهلة الذوبان في الماء.

- محاليل مركبات هذه الفلزات عديمة اللون، وذلك لعدم احتواء أيوناتها على الإلكترونات حرة يمكن انتقالها من مستوى طاقتها الى مستوى طاقة أعلى في منطقة الأشعة المرئية.

	IA
2S	<sup>3</sup> Li
3S	<sup>11</sup> Na
4S	<sup>19</sup> K
5S	<sup>37</sup> Rb
6S	<sup>55</sup> Cs

## الخواص الكيميائية للعناصر المختلفة

### .B عناصر المجموعة IIA (الفلزات القلوية الأرضية):

IIA
2S <sup>4</sup> Be
3S <sup>12</sup> Mg
4S <sup>20</sup> Ca
5S <sup>38</sup> Sr
6S <sup>56</sup> Ba

- ❖ جميع هذه الفلزات القلوية الأرضية لها التركيب الإلكتروني الخارجي  $S^2$ .
- ❖ إلكتروناتها لها جهد تأين منخفض وسالبية كهربية منخفضة ولكنها أعلى من نظيرتها في حالة الفلزات القلوية.
- ❖ لها قوة اختزالية عالية ولكنها أقل من الفلزات القلوية.
- ❖ لا توجد في حالة تقيية نظراً لنشاطها الكيميائي.
- ❖ درجة انصهارها وغليانها أعلى من الفلزات القلوية.
- ❖ أكثر صلابة من فلزات IA.



## 2. عناصر المدار P

جميع هذه العناصر لها التركيب الالكتروني الخارجي  $P^{1-6}$ .

	III A	IV A	V A	VI A	VII A
2P	${}^5\text{B}$	${}^6\text{C}$	${}^7\text{N}$	${}^8\text{O}$	${}^9\text{F}$
3P	${}^{13}\text{Al}$	${}^{14}\text{Si}$	${}^{15}\text{P}$	${}^{16}\text{S}$	${}^{17}\text{Cl}$
4P	${}^{31}\text{Ga}$	${}^{32}\text{Ge}$	${}^{33}\text{As}$	${}^{34}\text{Se}$	${}^{35}\text{Br}$
5P	${}^{49}\text{In}$	${}^{50}\text{Sn}$	${}^{51}\text{Sb}$	${}^{52}\text{Te}$	${}^{53}\text{I}$
6P	${}^{81}\text{Tl}$	${}^{82}\text{Pb}$	${}^{83}\text{Bi}$	${}^{84}\text{Po}$	${}^{85}\text{At}$

• تتميز عناصرها بتغيرات حادة داخل المجموعة الواحدة، وذلك عند الانتقال من الصفات الفلزية الى الصفات اللافلزية.

• المجموعة III A كلها فلزات ما عدا البورون لا فلز.

## 2. عناصر المدار P

- في المجموعة IV A الكربون لافلز، السيليكون يعتبر لافلز مع بعض الصفات الفلزية، الجرمانيوم شبه فلز. القصدير والرصاص فلزات.
- في المجموعة V A التغير في خواص عناصرها يشبه الى حد كبير التغير في خواص عناصر المجموعة IV A ولكن يحدث الانتقال من الحالة اللافلزية الى الحالة الفلزية منخفضاً في المجموعة V A. فالنيتروجين والفوسفور تعتبر لافلزات أما الزرنيخ والأنتيمون فشبه فلزات ويكون البزموت فلز.
- في المجموعة VI A التغير في صفاتها يشبه الى حد كبير التغير صفات المجموعة V A. الأكسجين والكبريت لافلزات، السيلينيوم والتيلوريوم أشباه فلزات، البلونيوم فلز.
- في لمجموعة VII A الهالوجينات، جميعها لا فلزات. يحتوي مدارها الخارجي على 7 الكترونات وتقل بالكترون واحد عن أقرب غاز حامل لها، لذا فيسهل اختزالها.

### 3. عناصر المدار d

- هي مجموعة العناصر التي يمتلأ بها المدار d وتسمى بالعناصر الانتقالية. جميعها فلزات.
- A. سلسلة العناصر الانتقالية الأولى ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d .
- B. سلسلة العناصر الانتقالية الثانية ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d .
- C. سلسلة العناصر الانتقالية الثالثة ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d .
- درجة انصهارها وغلبيتها عالية.
  - زيادة العدد الذري يقل الحجم الذري داخل الدورة الانتقالية.

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
3d	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn
4d	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd
5d	57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg

## عناصر المدار f :

وتشمل العناصر التي يملأ فيها الدوير f وتعرف هذه العناصر بالعناصر الأرضية النادرة ويكون لها صفات العناصر الانتقالية والدوير f في هذه العناصر يكون غير ممتلأ تماماً وتضم هذه المجموعة سلسلتين هما:

(a) سلسلة اللانثانيدات والتي يمتلأ بها الدوير  $4f$

(b) سلسلة الأكتينيدات والتي يمتلأ بها الدوير  $5f$

- جميعها فلزات نشطة كيميائياً وتتفاعل بعنف مع الماء مطلقة الهيدروجين.
- خواص اللانثانيدات الكيميائية متشابهة الى حد كبير.
- توجد في الطبيعة مجتمعة ويكون من الصعب فصلها بالطرق الكيميائية العادية.
- تختلف عناصر الأكتينيدات عن اللانثانيدات في أنها مشعة.



1A																	8A					
1	2											2										
H	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne				
Hydrogen 1.0	Lithium 6.9	Beryllium 9.0											Boron 10.8	Carbon 12.0	Nitrogen 14.0	Oxygen 16.0	Fluorine 19.0	Neon 20.2				
3	4											5	6	7	8	9	10					
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar					
Sodium 23.0	Magnesium 9.0											Aluminum 27.0	Silicon 28.1	Phosphorus 31.0	Sulfur 32.1	Chlorine 35.5	Argon 40.0					
4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
Potassium 39.1	Calcium 40.2	Scandium 45.0	Titanium 47.9	Vanadium 50.9	Chromium 52.0	Manganese 54.9	Iron 55.9	Cobalt 58.9	Nickel 58.7	Copper 63.5	Zinc 65.4	Gallium 69.7	Germanium 72.6	Arsenic 74.9	Selenium 79.0	Bromine 79.9	Krypton 83.8					
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
Rubidium 85.5	Strontium 87.6	Yttrium 88.9	Zirconium 91.2	Niobium 92.9	Molybdenum 95.9	Technetium 98	Ruthenium 101.0	Rhodium 102.9	Palladium 106.4	Silver 107.9	Cadmium 112.4	Indium 114.8	Tin 118.7	Antimony 121.8	Tellurium 127.6	Iodine 126.9	Xenon 131.3					
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23					
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
Caesium 132.9	Barium 137.4	Lanthanum 138.9	Hafnium 178.5	Tantalum 181.0	Tungsten 183.9	Rhenium 186.2	Osmium 190.2	Iridium 192.2	Platinum 195.1	Gold 197.0	Mercury 200.6	Thallium 204.4	Lead 207.2	Bismuth 209.0	Polonium 210.0	Astatine 210.0	Radon 222.0					
7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24					
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun													
Francium 223.0	Radium 226.0	Actinium 227.0	Rutherfordium 261	Dubnium 262	Seaborgium 263	Bohrium 262	Hassium 265	Mitrium 266	Ununilium 272													

أشبهه الهلزات

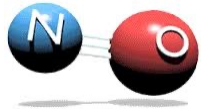
العناصر الإنتقالية

الهلزات

اللاهلزات

العناصر الإنتقالية الداخلية

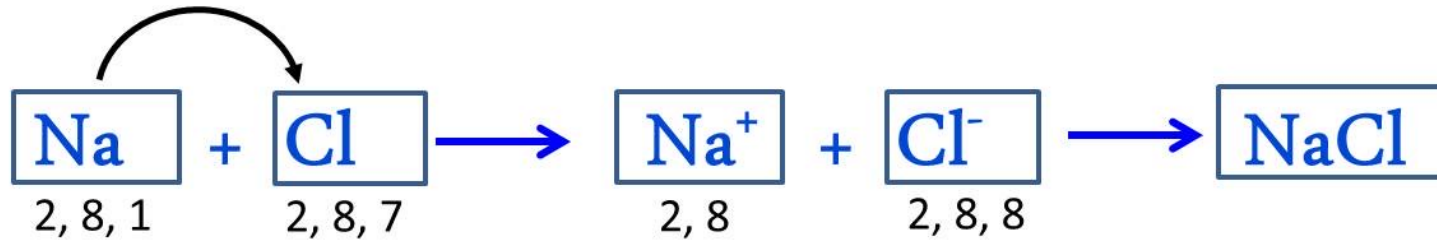
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Cerium 140.0	Praseodymium 140.9	Neodymium 144.2	Promethium 147.0	Samarium 150.4	Europium 152.0	Gadolinium 157.3	Terbium 158.9	Dysprosium 162.5	Holmium 164.9	Erbium 167.3	Thulium 168.9	Ytterbium 173.0	Lutetium 175.0
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Thorium 232.0	Protactinium 231.0	Uranium 238.0	Neptunium 237.0	Plutonium 242.0	Americium 243.0	Curium 247.0	Berkelium 247.0	Californium 251.0	Einsteinium 254.0	Fermium 253.0	Mendelevium 258.0	Nobelium 254.0	Lawrencium 257.0



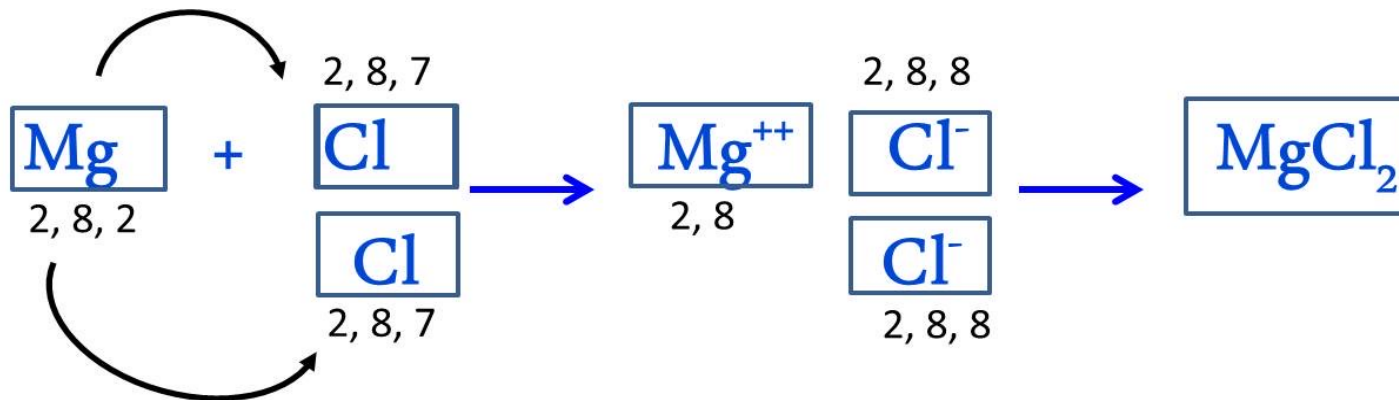
## الروابط الكيميائية

- تدخل العناصر الكيميائية في تفاعلات كيميائية ليصبح تركيبها مشابه للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز حامل وذلك عن طريق فقد أو اكتساب أو المشاركة بالالكترونات وهو ما يؤدي الى تكوين الروابط الكيميائية.
- الرابعة الأيونية: تنشأ نتيجة انتقال الالكترونات من ذرة الى أخرى نتيجة ميل أحدهما لفقد الكترونات وميل الأخرى لكسب الكترونات بحيث يصل كلاهما بمداره الخارجي الى ترتيب الكتروني يشابه الغاز الحامل القريب منه.
- تتحول الذرة الأولى الى أيون موجب والأخرى الى أيون سالب ويحدث التجاذب بينهما وتتكون الرابطة الأيونية وتتكون المركبات الأيونية. **مثل** الأحماض والقواعد والأملاح.

رابطة أيونية أحادية كما في كلوريد الصوديوم



ورابطة أيونية ثنائية كما في حالة كلوريد الماغنسيوم



• الخواص المشتركة للمركبات الأيونية:

1. الرابطة بين الأيونات المختلفة الشحنة ما هي الا تجاذب الكتروستاتيكي فليس لها اتجاه معين في الفراغ.
2. في المركبات الصلبة تكون الجزيئات متلاصقة بشدة ولا تتبخر ودرجات انصهارها وغليانها عالية جداً.
3. عند انصهار أو ذوبان المركبات الأيونية فإنها تتفكك الى أيونات توصل للكهرباء.
4. المركبات الأيونية تذوب في المذيبات القطبية مثل الماء ولا تذوب في المذيبات العضوية.
5. الأيونات في المركبات الأيونية لا تعتبر نظم ثابتة أو جامدة فتحت تأثير مجال كهربي تزاح الالكترونات والنواة لهذه الأيونات في اتجاهات متضادة (الاستقطاب).

2. الرابعة التساهمية: هي رابطة تساهم فيها كل ذرة بالكترون.

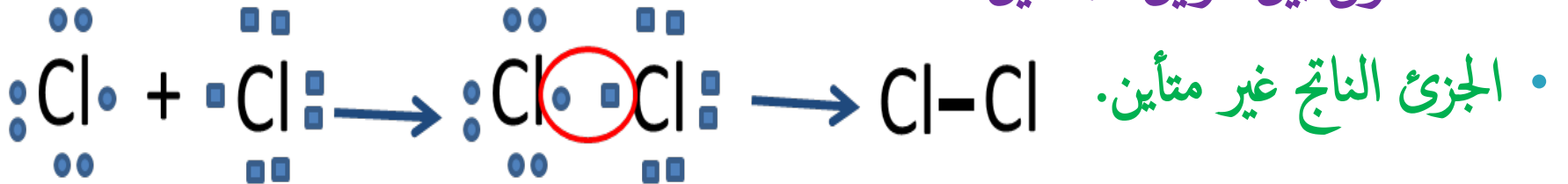
النظرية الالكترونية للتكافؤ لشرح الرابطة التساهمية:

تتكافئ الذرات وتساهم كل ذرة بعدد من الالكترونات (الكترونات التكافؤ- الالكترونات مشاركة) للوصول الى التوزيع الالكتروني لأقرب غاز حامل.

• تمثل الرابطة بخط (—).



• قد تتكون بين ذرتين متماثلتين.

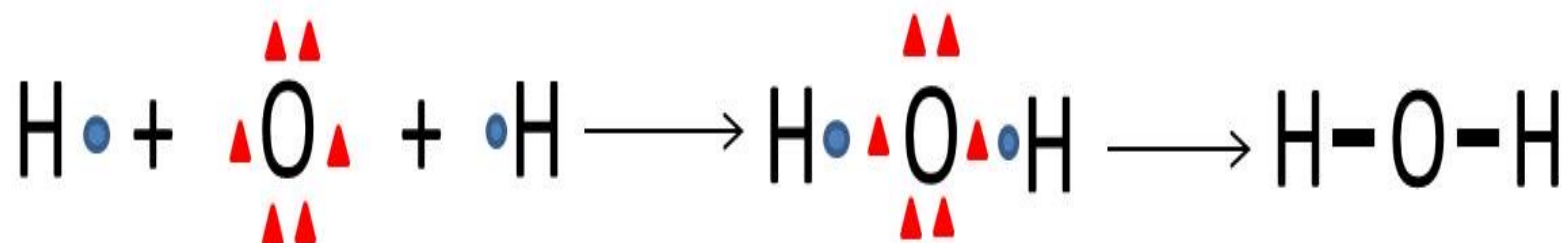


• الجزئ الناتج غير متأين.



## 2. الرابطه التساهمية

قد تشارك الذرة بأكثر من الكترولن.

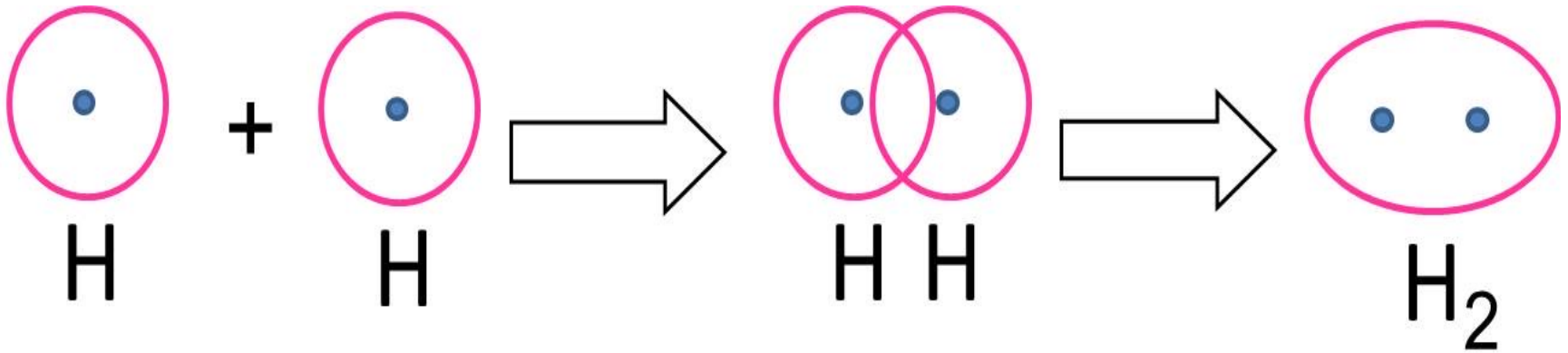


## الصفات المميزة للمركبات التساهمية:

1. الرابطة التساهمية ذات اتجاه محدد في الفراغ.
2. تتساهم فيها الذرات ببعضها عن طريق التساهم الالكتروني وليس عن طريق التجاذب الكهروستاتيكي.
3. لا يمكن فصل الذرات عن بعضها دون أن يحدث تفكك كيميائي ولا تتفكك في الماء ولا توصل للكهرباء.
4. المركبات التساهمية ذات درجات انصهار وغلان منخفضة.
5. المركبات التساهمية لا تذوب في الماء (قطبي) ولكن تذوب في المركبات العضوية (غير قطبية).

## نظرية رابطة التكافؤ لشرح الرابطة التساهمية :

تتكون الرابطة التساهمية عندما تقترب الذرات المفردة من بعضها ثم يحدث تداخل بين اوربتال إحدى الذرتين الذي يحتوي على الكترون مفرد مع اوربتال ذرة أخرى به الكترون مفرد.

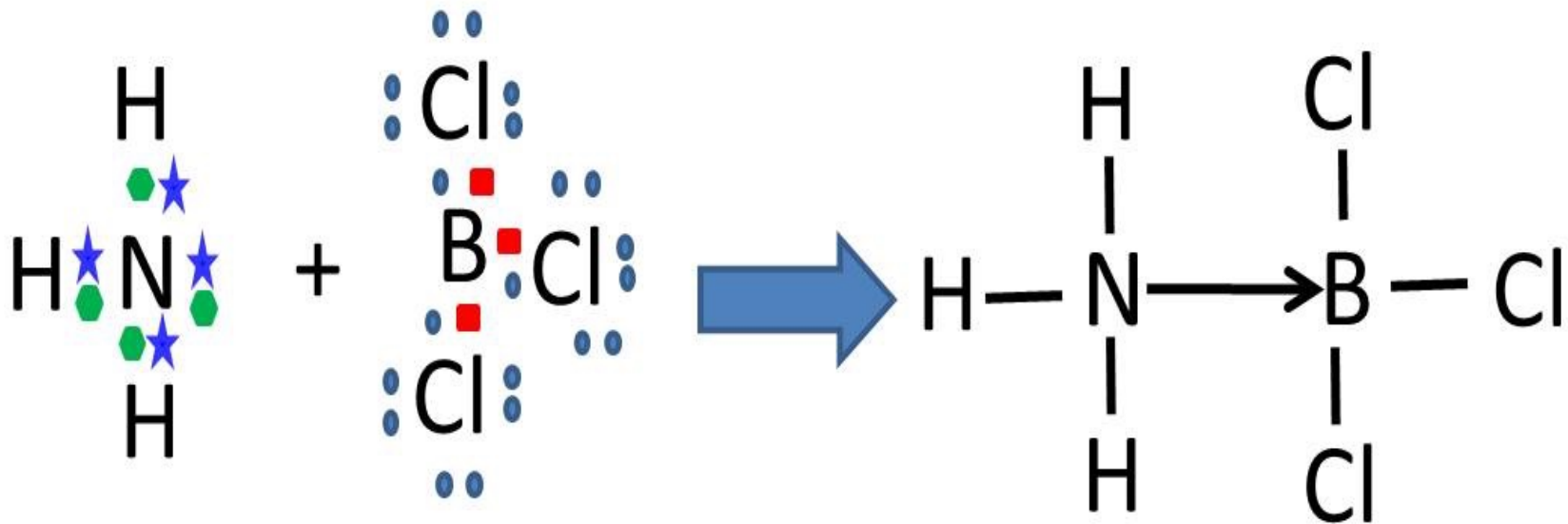




### 3. الرابعة التناسقية:

- تعطي احدى الذرتين زوج الالكترونات (ذرة معطية) للذرة الأخرى (ذرة مستقبلة) دون أن تفقده كلية ودون أن تساهم الذرة الأخرى. ويتناسق التركيب الالكتروني في الذرتين المتحدتين.
- في الرابطة التناسقية؛ الذرة المعطية لها تركيب ثنائي تملك زوج من الالكترونات والذرة المستقبلة في حاجة لزوج الالكترونات لتصل للتركيب الثنائي الخامل أو المستقر.
- يرمز للرابطة التناسقية بسهم يتجه من الذرة المعطية الى الذرة المستقبلة.

• من أمثلة المركبات التناسقية الاتحاد بين النشادر وثالث كلوريد البورون.



## الصفات المميزة لمركبات الترابط التناسقي:

- درجات انصهار وغليان المركبات التناسقية أعلى من تلك للمركبات التساهمية وأقل من المركبات الأيونية.
- المركبات ذات الروابط التناسقي تحوي رباطاً تساهمياً وآخر أيوني.

#### 4. الرابطة الهيدروجينية:

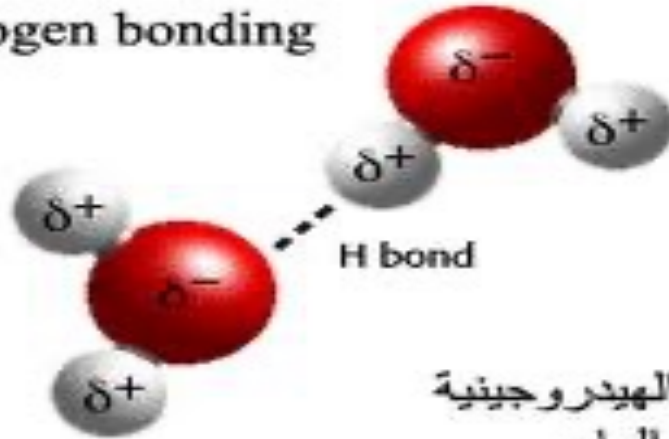
تتجمع ذرات الهيدروجين، عند فقدانها للإلكترون الوحيد، حول جزيئات الماء مكونةً أيون الهيدرونيوم ( $H_3O^+$ ) وكذلك تتجمع حول جزيء النشادر مكونةً أيون الأمونيوم ( $NH_4^+$ )

- عندما تكون ذرة الهيدروجين في رباط تساهمي مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربية عالية مثل الفلور أو الأكسجين أو الكلور أو النيتروجين فإنها تكون ذات قطبية موجبة عالية وتكون ذات مقدرة عالية على الارتباط مع ذرة أخرى في جزيء آخر مكونةً رابطة ذات طبيعة كهروستاتيكية تعرف بالرابطة الهيدروجينية.

#### 4. الرابطه الهيدروجينية:

من أمثلة الجزيئات التي ترتبط مع بعضها خلال رابطه هيدروجينية جزئ الماء وفلوريد الهيدروجين.

Hydrogen bonding

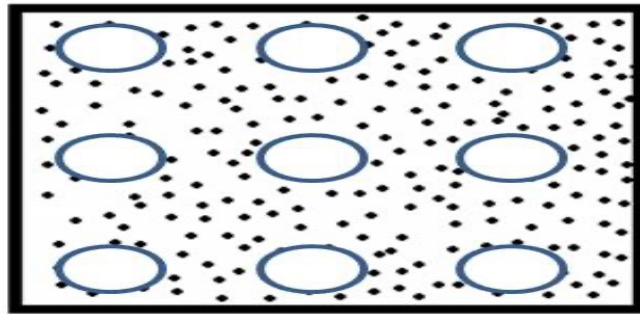


الرابطه الهيدروجينية  
في الماء .

الرابطه الهيدروجينية أضعف كثيراً وأطول من الرابطه التساهمية وتعتمد قوتها على السالبية الكهربيه للذرتين اللتين تربطهما معاً.

5. الرابطة الفلزية:

- تنشأ هذه الرابطة بين ذرات الفلز عن طريق ارتباط الكاتيونات التكافؤ الخارجية لذرات الفلز مع بعضها مكونة سحابة الكترونية تحيط بأنوية ذرات الفلز.
- هذه الرابطة تكون مسؤولة عن صلابة الفلزات وكذلك ارتفاع درجات غليانها وانصهارها وقدرتها على التوصيل الكهربائي.
- تختلف قوة هذه الرابطة من فلز لآخر ولذلك تختلف الفلزات في توصيلها للكهرباء وفي بعض الخصائص الأخرى .





جامعة جنوب الوادي



كلية العلوم - قسم الكيمياء

## مقرر: كيمياء فيزيائية عامة

للفرقة الاولى تربية الغردقة - اساسي علوم

الجزء الثاني:

# الكيمياء العامة 1

اعداد أستاذ المقرر:

د/ إبراهيم عبدالله إسماعيل حسن

قسم الكيمياء - كلية العلوم بقنا - جامعة جنوب الوادي

Email: [I.Hassan@bath.edu](mailto:I.Hassan@bath.edu)

WhatsApp: +1 (416)-948-9468

حقوق الطبع والنشر:

لا يجوز طبع وبيع هذا الكتاب الا بموافقة المؤلف الكتابية والا سيتعرض من يخالف ذلك للمحاسبة القانونية.

د. ابراهيم عبد الله إسماعيل حسن

العام الجامعي

2023 / 2022م

بيانات أساسية

**الكلية:** التربية أساسية علوم – جامعة جنوب الوادي


**الفرقة:** الاولى

**التخصص:** علوم


**عدد الصفحات:** 120


**القسم التابع له المقرر:** قسم الكيمياء بكلية العلوم بقنا

الرموز المستخدمة

 فيديو للمشاهدة.

 نص للقراءة والدراسة.

 رابط خارجي.

 أسئلة للتفكير والتقييم الذاتي.

 أنشطة ومهام.

 تواصل عبر مؤتمر الفيديو.



## أولاً: الموضوعات

## الفصل الأول: حالات المادة

- الغازات
- 1- قوانين الغازات
- قانون بويل
- قانون تشارلز وجاي لوساك
- قانون الضغط
- القانون العام للغازات
- قانون جراهام لانتشار الغازات
- قانون دالتون للضغوط الجزئية
- 2- حيود الغازات عن قوانينها
- 3- نظرية الحركة للغازات.

## الفصل الثاني: السوائل والأجسام الصلبة.

- أ- السوائل
- خواص السوائل
- ب- الأجسام الصلبة
- تركيب الأجسام الصلبة
- الضغط البخاري للأجسام الصلبة
- الحرارة النوعية للأجسام الصلبة

## الفصل الثالث: الاتزان الكيميائي وقانون فعل الكتلة

- تأثير العوامل المختلفة على الاتزان الكيميائي

- التفاعلات الانعكاسية وغير الانعكاسية
- قاعدة لوشاتليه
- قانون فعل الكتلة وتطبيقاته
- الاتزان الايوني والمحاليل الالكتروليتيية
- تأين الاحماض عديدة القاعدية
- الحاصل الايوني للماء والرقم الهيدروجيني
- المحاليل المنظمة
- تعادل الاحماض مع القواعد

فيديو : كل المحاضرات على قناة اليوتيوب الخاصة باستاذ المادة والمتخصصة في المحاضرات للطلاب.

اسم القناة: Dr. Ibrahim A. I. Hassan

رابط القناة: <https://www.youtube.com/user/ihassanify>

# الغازات

## 1- قوانين الغازات

### قانون بويل Boyl's Law

### قانون تشارلز وجاي لوساك Charles & Gay Lussac's Law

### قانون الضغط Law of Pressure

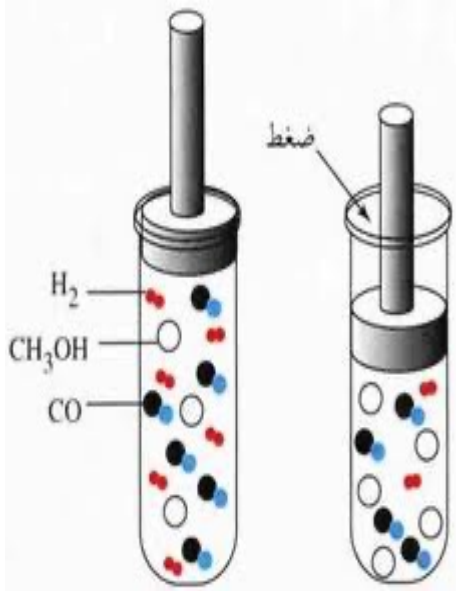
### القانون العام للغازات

### قانون جراهام لانتشار الغازات

### قانون دالتون للضغوط الجزئية

### 2- حيود الغازات عن قوانينها

### 3- نظرية الحركة للغازات



# السوائل والأجسام الصلبة



أ- السوائل

• خواص السوائل

ب- الأجسام الصلبة

• تركيب الأجسام الصلبة

• الضغط البخاري للأجسام الصلبة

• الحرارة النوعية للأجسام الصلبة

# الاتزان الكيميائي وقانون فعل الكتلة

• تأثير العوامل المختلفة على الاتزان الكيميائي

• التفاعلات الانعكاسية وغير الانعكاسية

• قاعدة لوشاتليه

• قانون فعل الكتلة وتطبيقاته

• الاتزان الايوني والمحاليل الالكتروليزية

• تأين الاحماض عديدة القاعدية

• الحاصل الايوني للماء والرقم الهيدروجيني

• المحاليل المنظمة

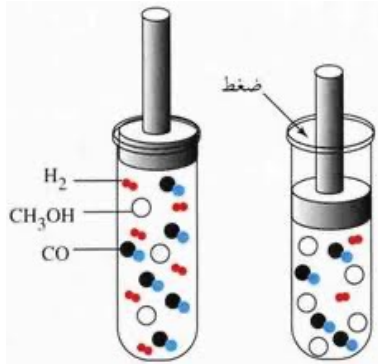
• تعادل الاحماض مع القواعد

# أولاً: الغازات

## 1- قوانين الغازات قانون بويل:

حجم كمية معينة من الغاز تتناسب عكسياً مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة

$$P \propto 1/V \rightarrow PV = \text{constant}$$



or

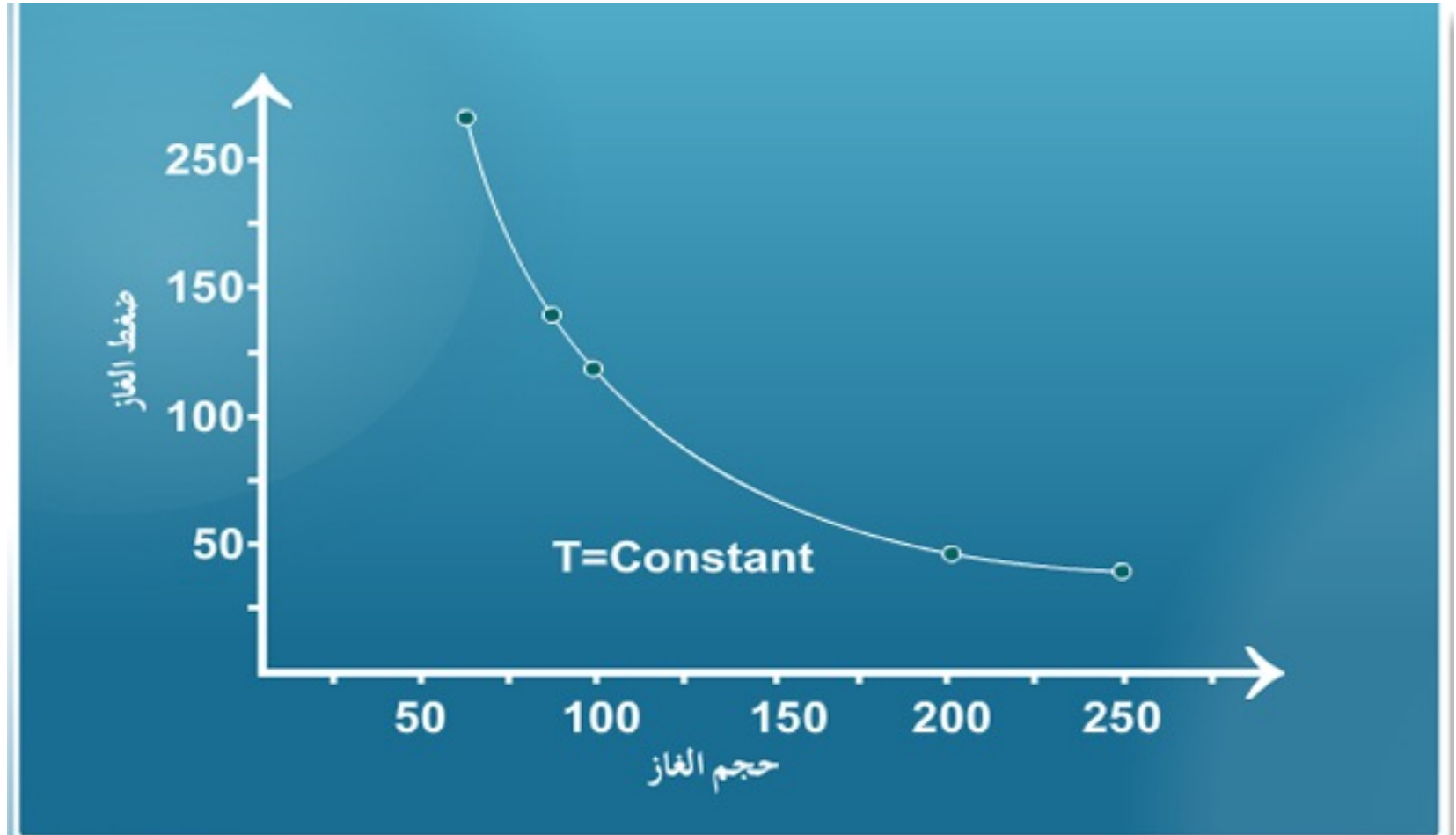
$$P_1V_1 = P_2V_2$$



Robert Boyle

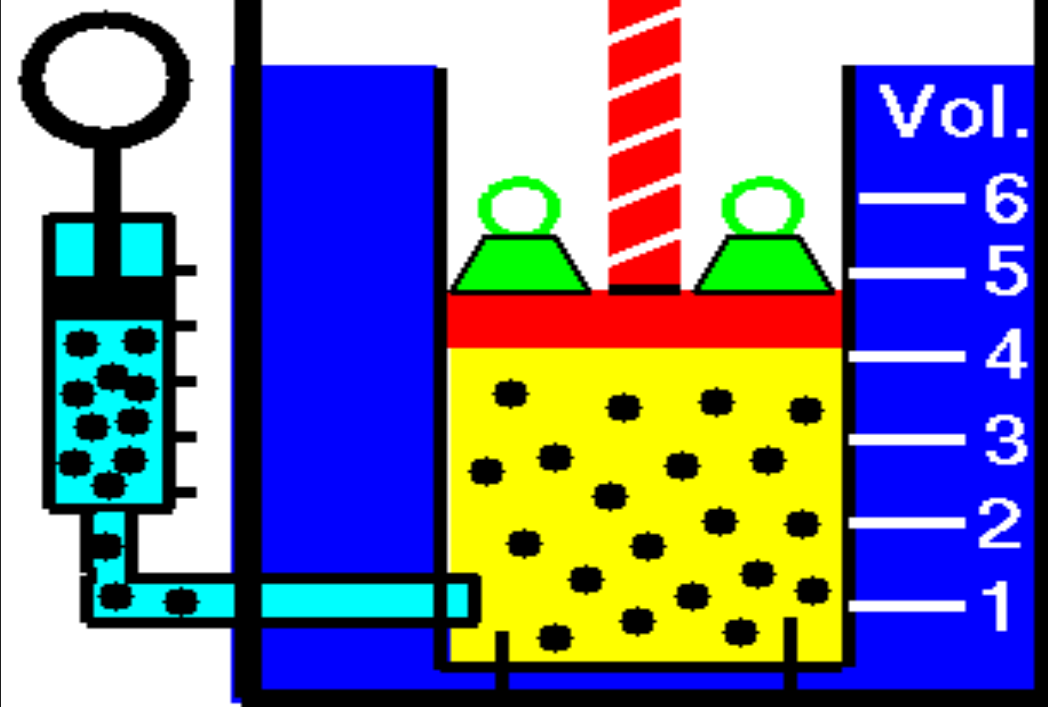
1627-1691

## قانون بويل:

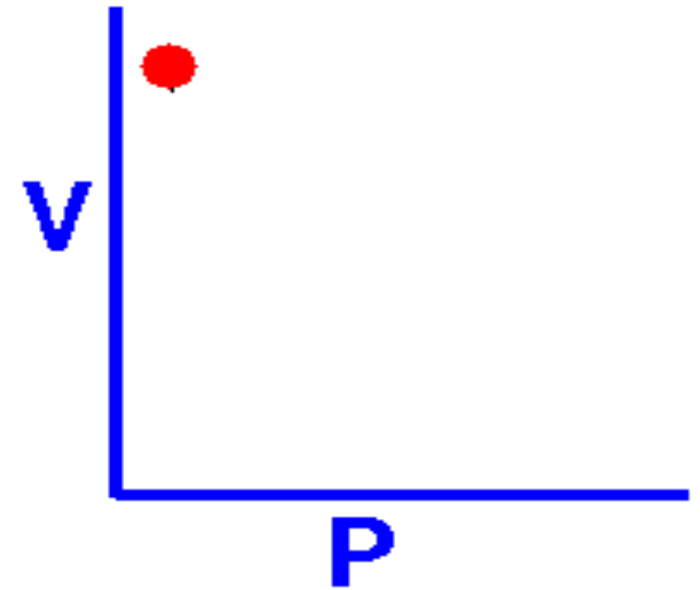




Mass



*Frozen: Mass & Temp.*



Press.



Temp.



MAIN MENU



PREVIOUS



NEXT



Jacques Alexandre César Charles  
1746 - 1823

## 2- قانون تشارلز Charles' Law

يزداد حجم كمية معينة من الغاز تحت ضغط ثابت بمقدار  $1/273$  من حجمه عند الصفر اذا رفعت درجة حرارته درجة واحدة مئوية.

$$V_t = V_0 + (V_0 \times t/273)$$

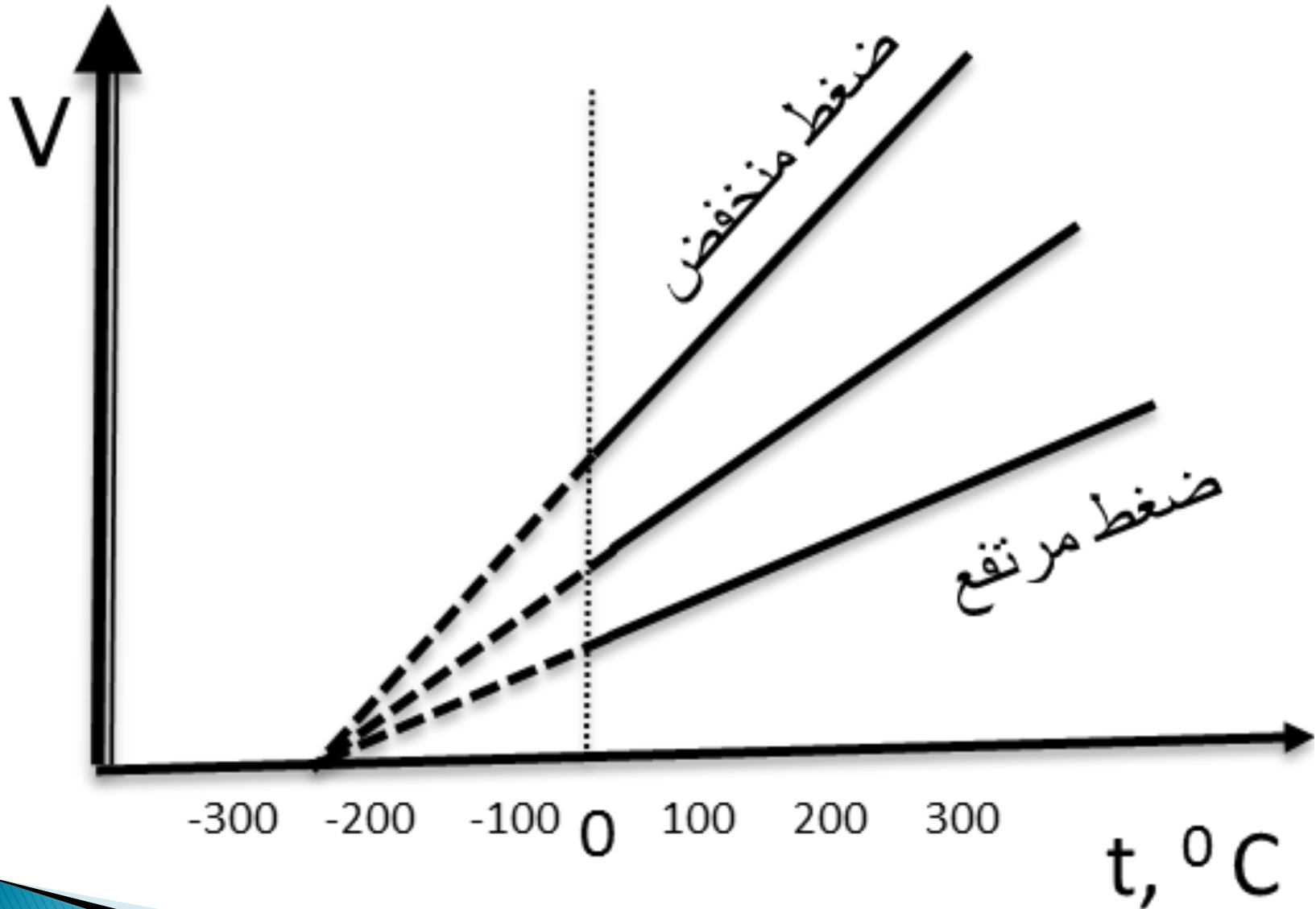
$$V_t = V_0 (1 + t/273)$$

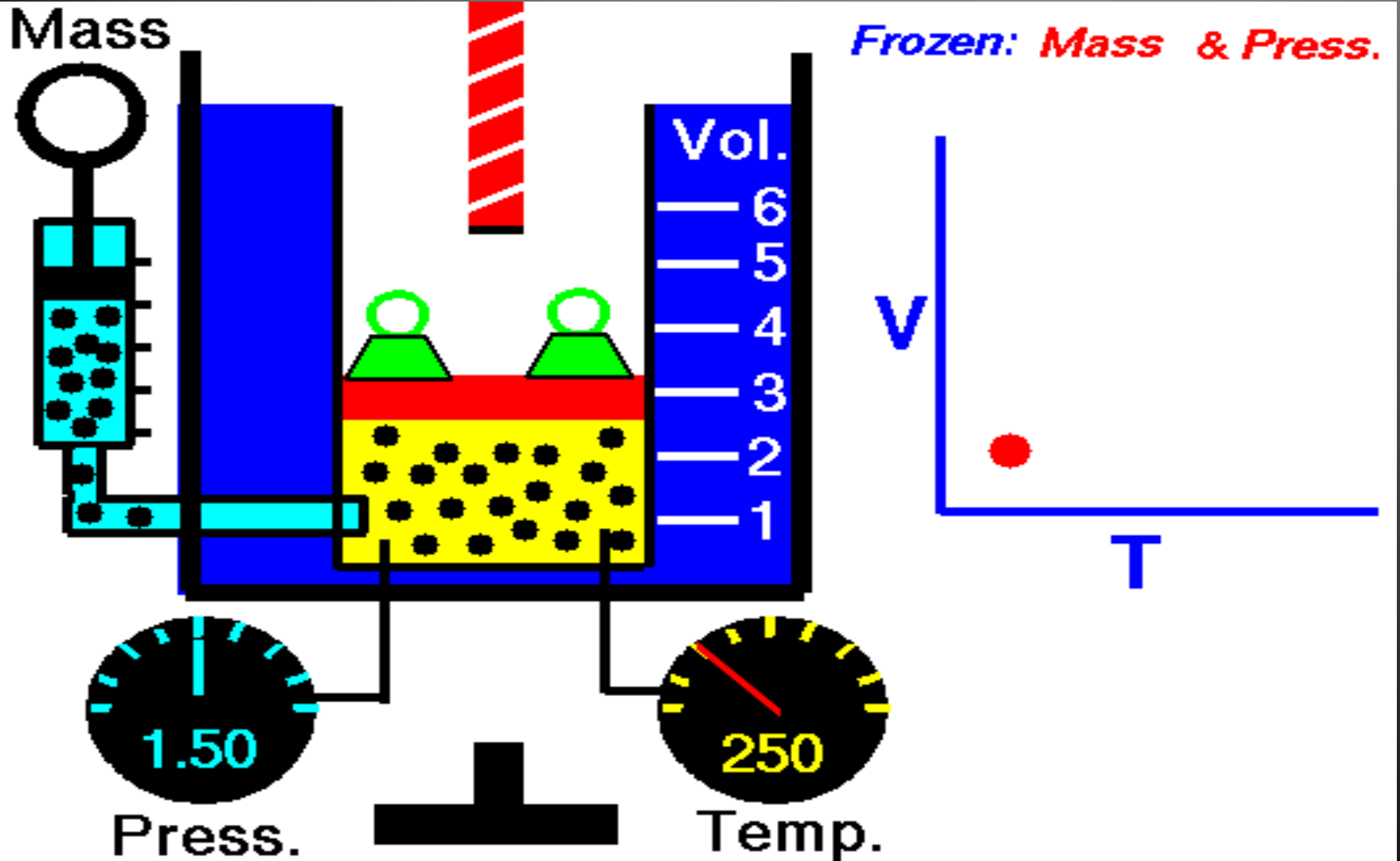
$$V_{t'} = V_0 (1 + t'/273)$$

$$V_t / V_{t'} = 273+t / 273+t' = T/T'$$

$$\text{Or } V \propto T \quad V/T = \text{constant} \quad \text{or} \quad V_1/T_1 = V_2/T_2$$

## 2- قانون تشارلز Charles' Law







Joseph Louis Gay-Lussac  
1778 – 1850

## قانون الضغط (قانون جاي لوساك Gay Lussac's Law)

عند ثبوت الحجم يتغير ضغط كمية معينة من غاز بمقدار

$1/273$  من ضغطه في درجة الصفر بتغير درجة حرارة واحدة.

$$P_1 = P_0 + (P_0 \times 1/273)$$

$$P_t = P_0 (1 + t/273)$$

$$P_{t'} = P_0 (1 + t'/273)$$

$$P_t / P_{t'} = 273+t / 273+t' = T/T'$$

**Or**  $P \propto T$      $P/T = \text{constant}$     **or**     $P_1/T_1 = P_2/T_2$

## القانون العام للغازات

يبين العلاقة بين حجم الغاز وضغطه ودرجة حرارته عند تغييرها معاً.

لدينا كمية من الغاز (1 مول) يمثل حجمها وضغطها ودرجة حرارتها  $V, P,$  و  $T$ :

عند ثبات قيمة  $P$

فإذا تغيرت الحرارة من  $T$  الى  $T'$  فإن الحجم يتغير من  $V$  الى  $V_1$ :

وبتطبيق قانون تشارلز

$$V / V_1 = T/T' \dots\dots\dots (1)$$

$$V_1 = V T'/T$$

## القانون العام للغازات

عند ثبات قيمة درجة الحرارة عند  $T'$  وتغير الضغط من  $P$  الى  $P'$  فإن الحجم يتغير من  $V_1$  الى  $V'$

وبتطبيق قانون بويل:

$$P / P' = V' / V_1 \dots\dots\dots(2)$$

وبالتعويض عن قيمة  $V_1$  من المعادلة 1 في المعادلة 2 ينتج:

$$\underline{V_1 = V T' / T} \dots\dots\dots(1)$$

$$P / P' = V' T / V T'$$

$$\text{Or } P V T' = P' V' T$$

$$\text{Or } PV/T = P'V'/T' = \text{constant} = R$$



## القانون العام للغازات

علاقة الغازات المثالية

$$P V = n R T$$

درجة الحرارة وحدثها الكالفن  
K

مقدار ثابت الغازات  
المثالية  
عند إستعمال الوحدات  
الدولية يقدر ب  
8.31

كمية المادة  
وحدثها المول  
mol

حجم الغاز  
وحدثه  
 $m^3$

الضغط  
وحدثه  
Pa



Tomas Graham  
1805-1869

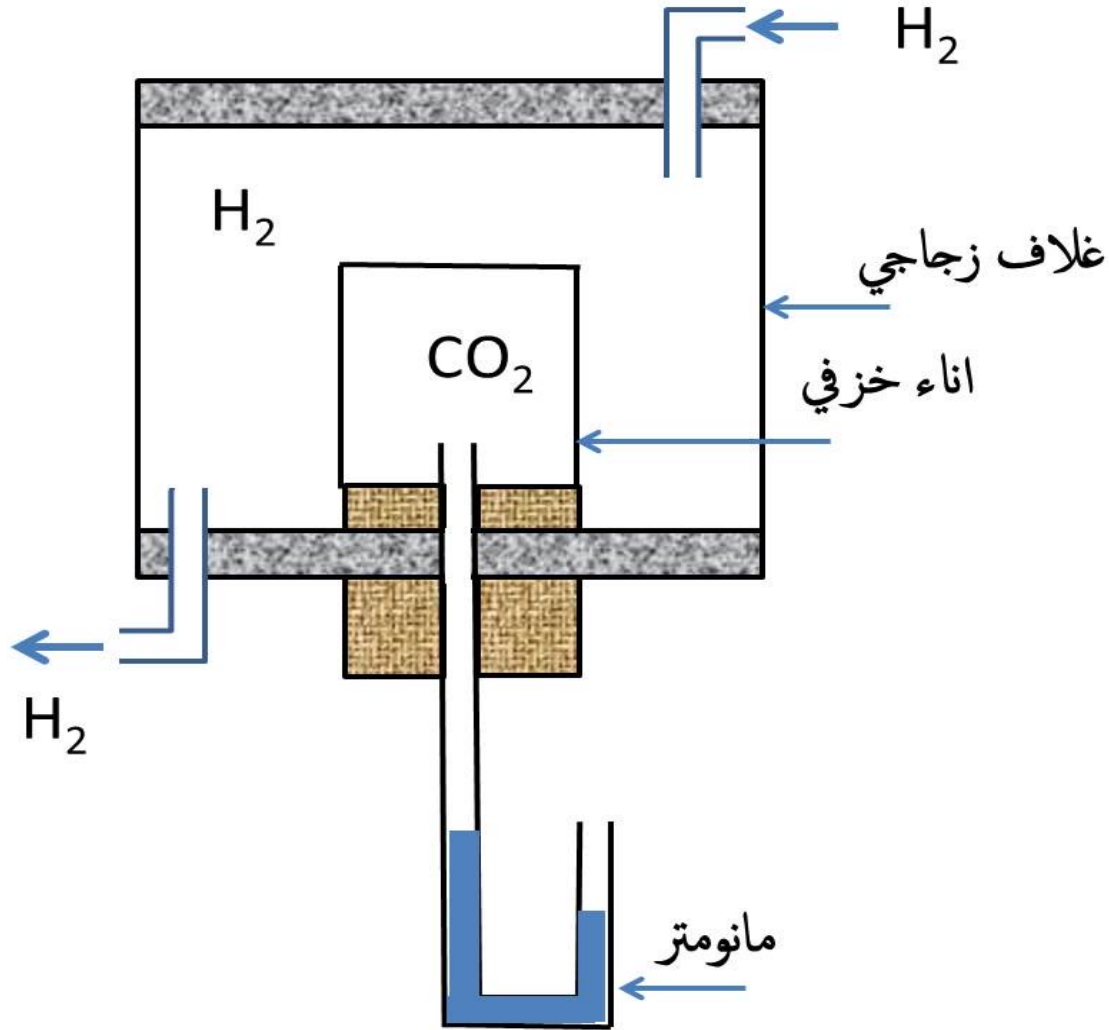
## قانون جراهام لانتشار الغازات

□ انتشار المادة: قابليتها لملئ أي حيز بانتظام تام.

□ قد وجد جراهام أن سرعة انتشار الغاز تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافة الغاز.

□ عند وضع  $CO_2$  في اناء خزفي متصل بمانومتر لقياس الضغط، ويحاط الاناء الخزفي بغلاف خارجي يمر فيه غاز الهيدروجين تحت ضغط معين، يلاحظ بعد مدة أن الضغط داخل الاناء الداخلي يزداد لأن سرعة انتشار الهيدروجين أكبر منها ل  $CO_2$ ، وذلك لأن كثافة غاز الهيدروجين أقل منها ل  $CO_2$ .

قانون جراهام لانتشار الغازات



جهاز جراهام لايضاح انتشار الغازات

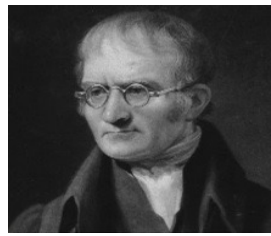
## فرض أفوجادرو

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة في معدل الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على نفس العدد من الجزيئات.

► وقد وجد أن المول من غاز يشغل حيزاً قدره 22.4 لتراً في م.ض.د وأن هذا الحجم يحوي  $6.6 \times 10^{23}$  جزيئاً وهو ما يعرف بعدد أفوجادرو  $N$



Amedeo Avogadro  
1776-1856



John Dalton  
1766 - 1844

## قانون دالتون للضغوط الجزئية

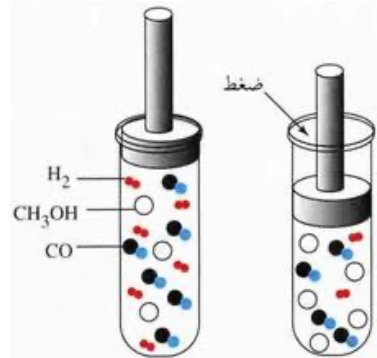
- ❖ إذا مزج غازان أو أكثر في حيز واحد، وكانت الغازات لا تتفاعل كيميائياً، فإنها تختلط اختلاطاً تاماً مكونة مخلوطاً متجانساً.
- ❖ ويكون الضغط الكلي لهذا المخلوط الغازي مساوياً لمجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة له.
- ❖ والضغط الجزئي هو الضغط الذي يحدثه الغاز عندما يشغل بمفرده حجماً مساوياً للحجم الذي يشغله المخلوط كله عند نفس درجة الحرارة.

## قانون دالتون للضغوط الجزئية

إذا كان الضغط الكلي  $P$  وكانت الضغوط الجزئية المكونة هي  $P_1, P_2, P_3, \dots, P_n$  فإن:

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

وإذا كان عدد المولات من كل غاز  $n_1, n_2, n_3, \dots$  ومجموعها  $n$  فإن العلاقة بين حجم المخلوط وضغط كل غاز وعدد جزيئاته:



$$P_1 V = n_1 RT \dots\dots\dots 1$$

$$P_2 V = n_2 RT \dots\dots\dots 2$$

$$P V = n RT \dots\dots\dots 3$$

## قانون دالتون للضغوط الجزئية

بقسمة معادلة 1 على معادلة 3

$$P_1 = P \times (n_1/n)$$

والمعادلة الأخيرة تجعل من الممكن حساب الضغط الجزئي لأي غاز في مخلوط من الضغط الكلي اذا كانت  $(n_1/n)$  معلومة.

ويطلق على هذه النسبة الكسر الجزئي لمادة في مخلوط سواء كان صلباً أو سائلاً أو غازياً. وهو النسبة بين عدد جزيئات كل من مكونات المخلوط والعدد الكلي للجزيئات.



## قوانين الغازات

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

▶ قانون بويل:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

▶ قانون تشارلز:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

▶ قانون الضغط (جاي لوساك):

$$P_1/P = n_1/n$$

▶ قانون دالتون للضغوط الجزئية

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$$

▶ القانون العام للغازات

$$\text{Or } PV = nRT$$

أمثلة على قوانين الغازات

■ إذا كان ضغط كمية معينة من غاز يساوي 0.2 جو عند 300 كلفن، فكم يصبح ضغطها عند 600 كلفن؟

الإجابة

من قانون الضغط (جاي لوساك):

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

$$0.2/300 = P_2/600$$

$$P_2 = 0.4 \text{ جو}$$

## أمثلة على قوانين الغازات

▶ مثال 2: تشغل كمية معينة من غاز حجماً قدره 200 سم<sup>3</sup> عند 1 جو و 300 كلفن، فكم يصبح حجمها إذا أصبح ضغطها 2 جو ودرجة الحرارة 400 كلفن؟

### الاجابة

من القانون العام للغازات:

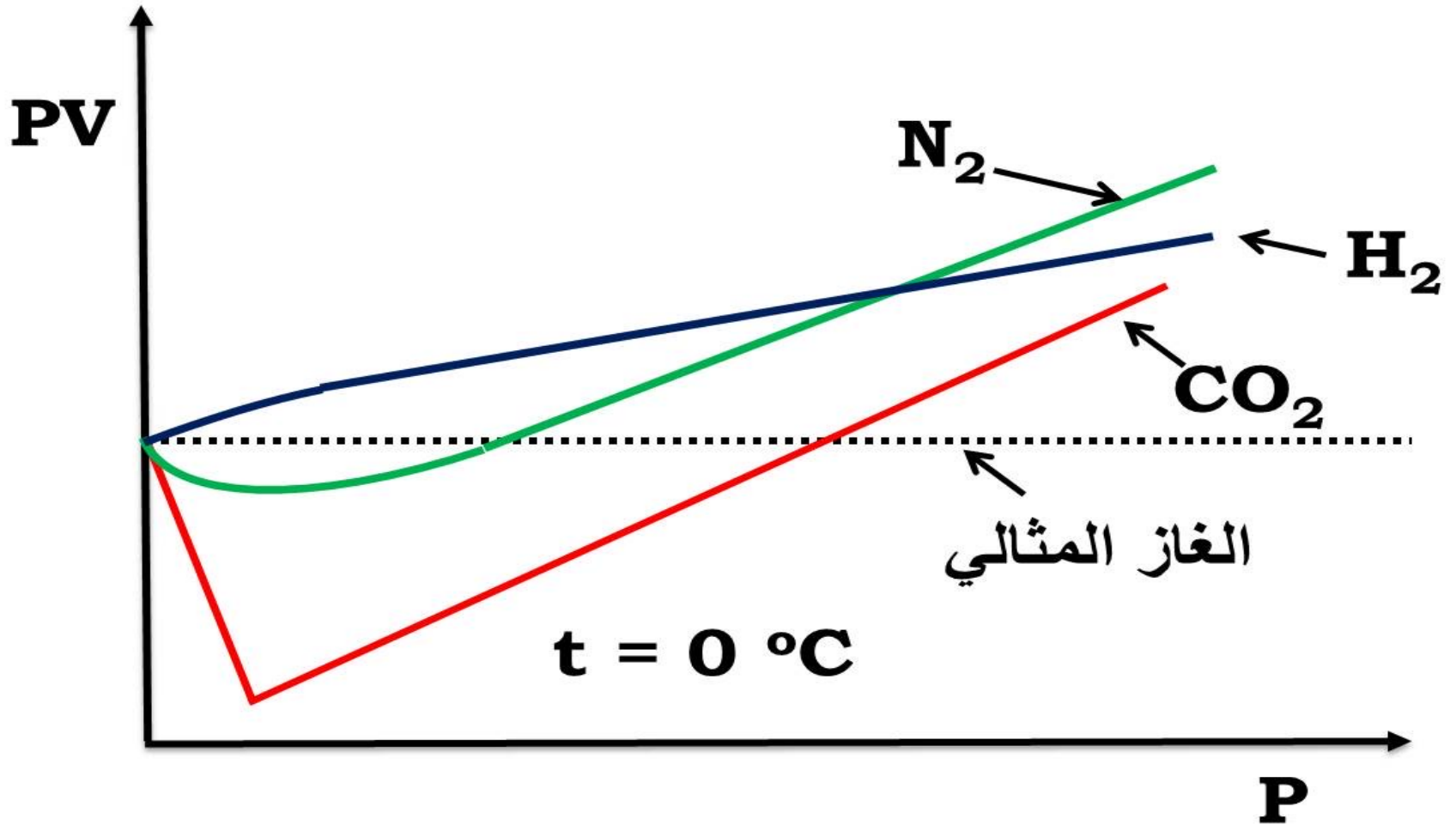
$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

$$V_2 = 400 \times 200 / 300 \times 2 = 133.3 \text{ Cm}^3$$

## الغازات

### حيود الغازات عن قوانينها

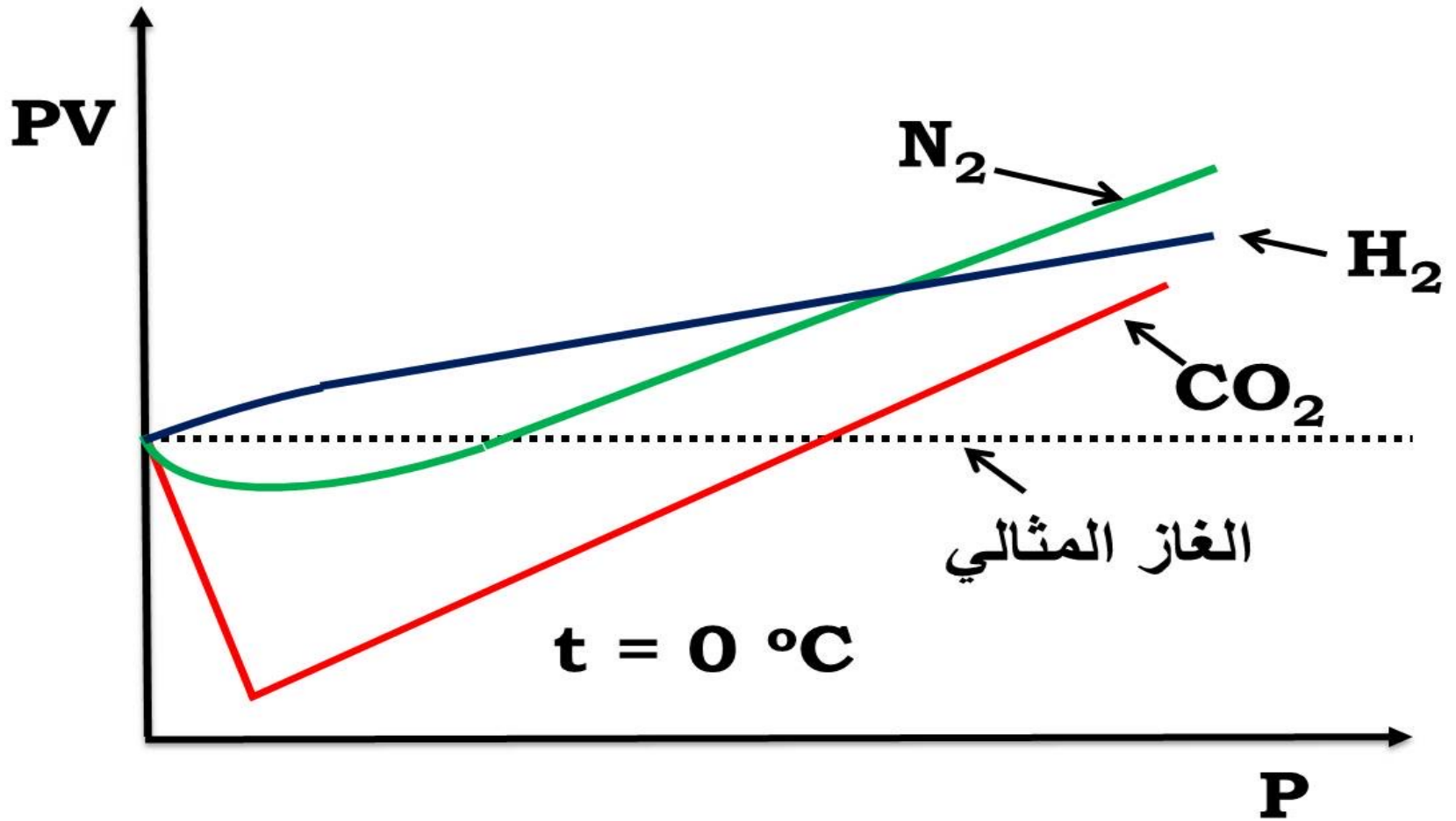
- وجد أماجات أن قانون بويل لا ينطبق على الغازات تحت الضغوط المرتفعة أو درجات الحرارة المنخفضة.
- العلاقة بين  $PV$  و  $P$  للغاز المثالي خط مستقيم موازي لمحور الضغط ولكن هذا لا يحدث.
- الحيود يقل بارتفاع درجات الحرارة وانخفاض الضغط.



شكل 1: حيود الغازات عن قوانينها عند درجة الصفر المئوية

- حيود الغازات يتوقف على طبيعتها فالغازات التي يسهل اسالتها مثل  $CO_2$  يكون حيودها كبيراً بخلاف تلك التي تصعب اسالتها مثل النيتروجين كما في شكل 1.

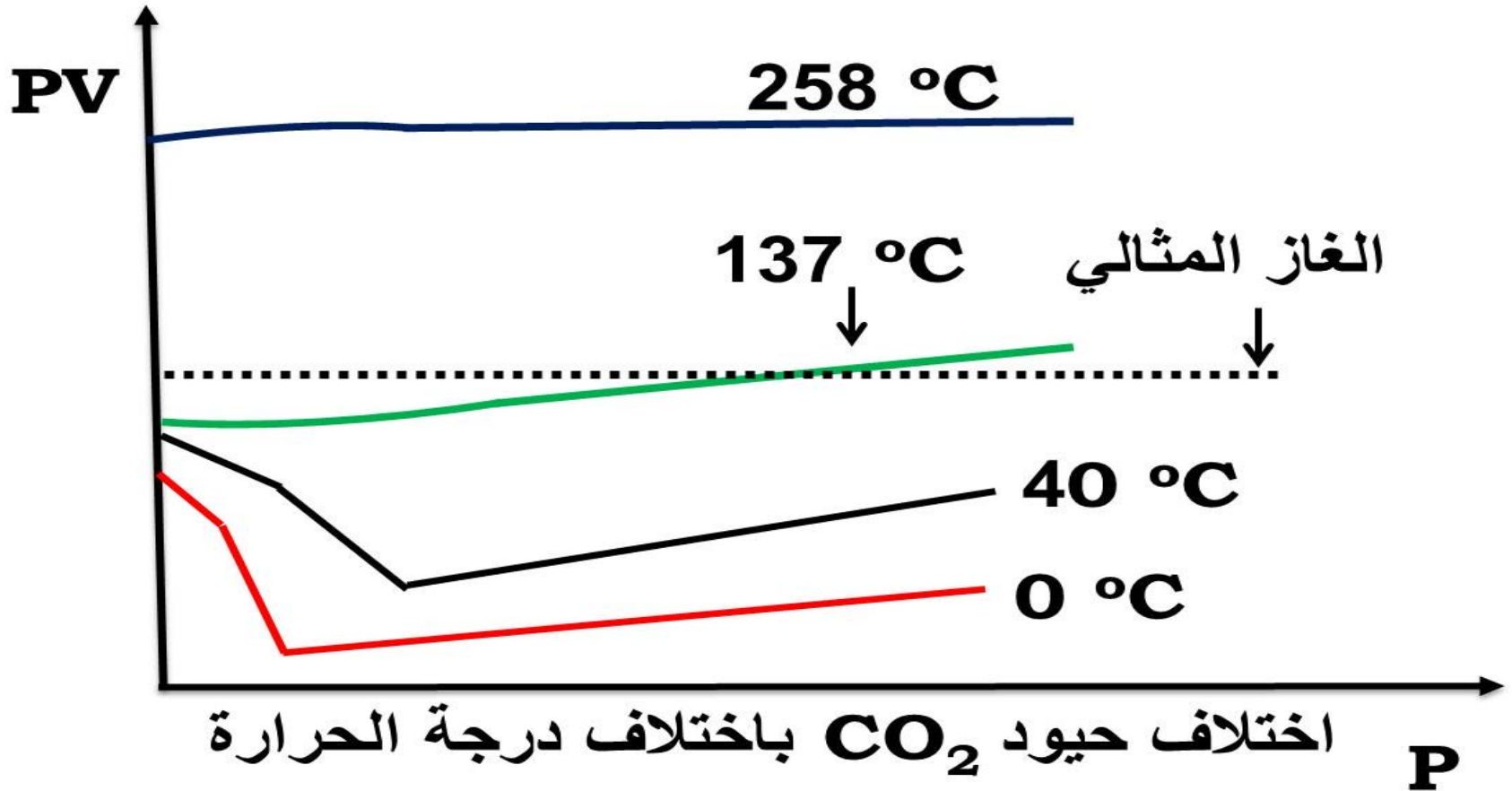
- وكذلك فإن حيود الغاز يقل كثيراً وقد يتلاشى عند الضغوط المنخفضة (التي لا تتعدى الضغط الجوي) ودرجات الحرارة العالية.



شكل 1: حيود الغازات عن قوانينها عند درجة الصفر المئوية

حيود الغازات عن قوانينها

- يقل الحيود بارتفاع درجة الحرارة مثل في حالة  $\text{CO}_2$  في شكل 2.



اختلاف حيود  $\text{CO}_2$  باختلاف درجة الحرارة

شكل 2



# نظرية الحركة للغازات

وضعها هوك وبرنولي عام 1738 و كرونج وكلاوزيوس ومكسويل عام 1757،  
تنص على:

1. الغاز يتكون من دقائق صغيرة (جزيئات) ذات حجم صغير، بينها وبين بعضها وحوائط الاناء الحاوي لها مسافات كبيرة. في حركة مستمرة بسرعة كبيرة في خطوط مستقيمة ولا تغير اتجاهها الا اذا اصطدمت بجزيئات أخرى أو بجدار الاناء. لتوضيح ذلك: يحتوي السنتمتر المكعب من الأوكسجين عند الصفر المئوي وتحت ضغط واحد جو على  $27 \times 10^{18}$  جزيئ ويسير بسرعة 460م/ث.

## نظرية الحركة للغازات

2. جزيئات الغاز تامة المرونة أي أن سرعة الجزيئات وكذا كمية تحركها لا تتغير باصطدامها ببعضها البعض أو بجدار الإناء.
3. ضغط الغاز هو نتيجة لاصطدامات الجزيئات على جدران الإناء الحاوي له، وارتفاع الحرارة يزيد سرعة الجزيئات وبالتالي يزيد الضغط.
4. هذه الجزيئات متباعدة الى حد أن التجاذب بينها يكاد يكون منعدماً وأنه لا تأثير له على حركة الجزيئات ولا على ضغطها على سطح الإناء. ولكن عند انخفاض الحرارة وزيادة الضغط تزيد قوى التجاذب.



Van der Waal  
1837 - 1923

## معادلة فان درفال Van der Waal equation

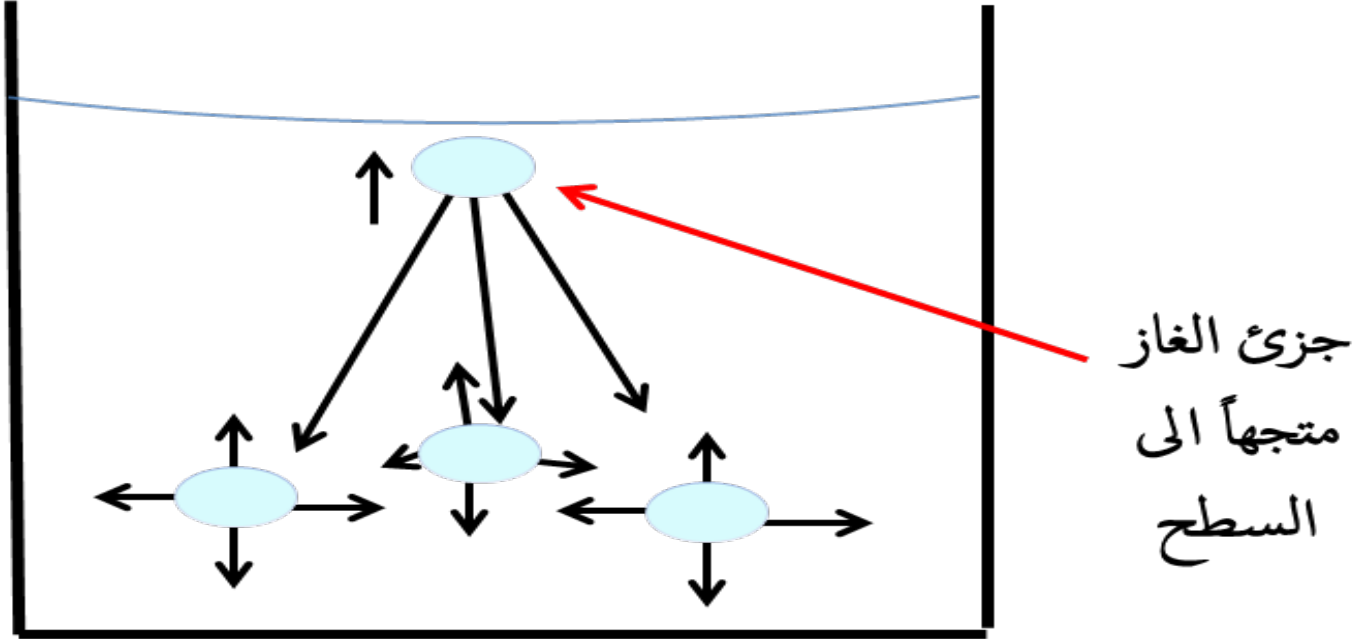
- ▶ حيود الغازات عن قوانينها قد يرجع الى قوة الجذب الموجودة بين الجزيئات والى الحجم الذي تشغله.
- ▶ قوانين الغازات ممثلة في القانون العام للغازات ( $PV=nRT$ ) لا تتفق مع سلوك الغاز الا تحت الضغوط المنخفضة ودرجات الحرارة العالية.
- ▶ زيادة الضغط وانخفاض الحرارة يزيد من حجم الجزيئات وقوة التجاذب.
- ▶ العالم الهولندي فان درفال وضع قيمة تمثل حجم الجزيئات ( $b$ ) التي يجب طرحها من الحجم القابل للانضغاط ويكون الحجم القابل للانضغاط ( $V-b$ )

## معادلة فان درفال

• قوة الجذب التي تؤثر على أحد الجزيئات المتحركة نحو سطح الاناء تتناسب مع التركيز (C) وفي نفس الوقت تتوقف عدد الجزيئات التي تصطدم بسطح الاناء على نفس هذه القيمة (C) وعلى ذلك فإن قوة الجذب تتناسب مع  $(C^2)$ .

• ولما كان التركيز يتناسب عكسياً مع الحجم فإن قوة الجذب تتناسب مع  $(1/V^2)$  ومن هذا التناسب فإن قوة الجذب  $= (a/V^2)$  حيث a ثابت ويكون الضغط الحقيقي  $(P + a/V^2)$ .

## معادلة فان درفال



قوى الجذب المؤثرة على تحرك  
جزئ الغاز الى السطح

## معادلة فان درفال

- وتصبح المعادلة العامة للغازات بعد ادخال كل من حجم الجزيئات وقوة الجذب بينها

$$(P + a/V^2)(V - b) = nRT$$

- وتعرف هذه بمعادلة فان درفال والتي تتفق مع سلوك الغاز تحت ضغوط أعلى من التي تنطبق عندها المعادلة العامة للغازات.
- هذه المعادلة لم تحل مشكلة حيود الغازات عن قوانينها حلاً كاملاً.

## معادلة فان درفال

• في الضغط المنخفض قيمة  $b$  تكون صغيرة جداً اذا ما قورنت بحجم

$$(P + a/V^2) (V) = nRT \quad \text{الغاز.}$$

$$\text{or} \quad PV + a/V = nRT$$

$$\text{so,} \quad PV = nRT - a/V$$

## معادلة فان درفال

- أما اذا كان الضغط كبيراً فإن قيمة  $(a/V^2)$  تكون صغيرة جداً اذا ما قورنت بضغط الغاز ويمكن اهمالها :

$$P (V-b) = nRT$$

Or  $PV - Pb = nRT$

so,  $PV = nRT + Pb$



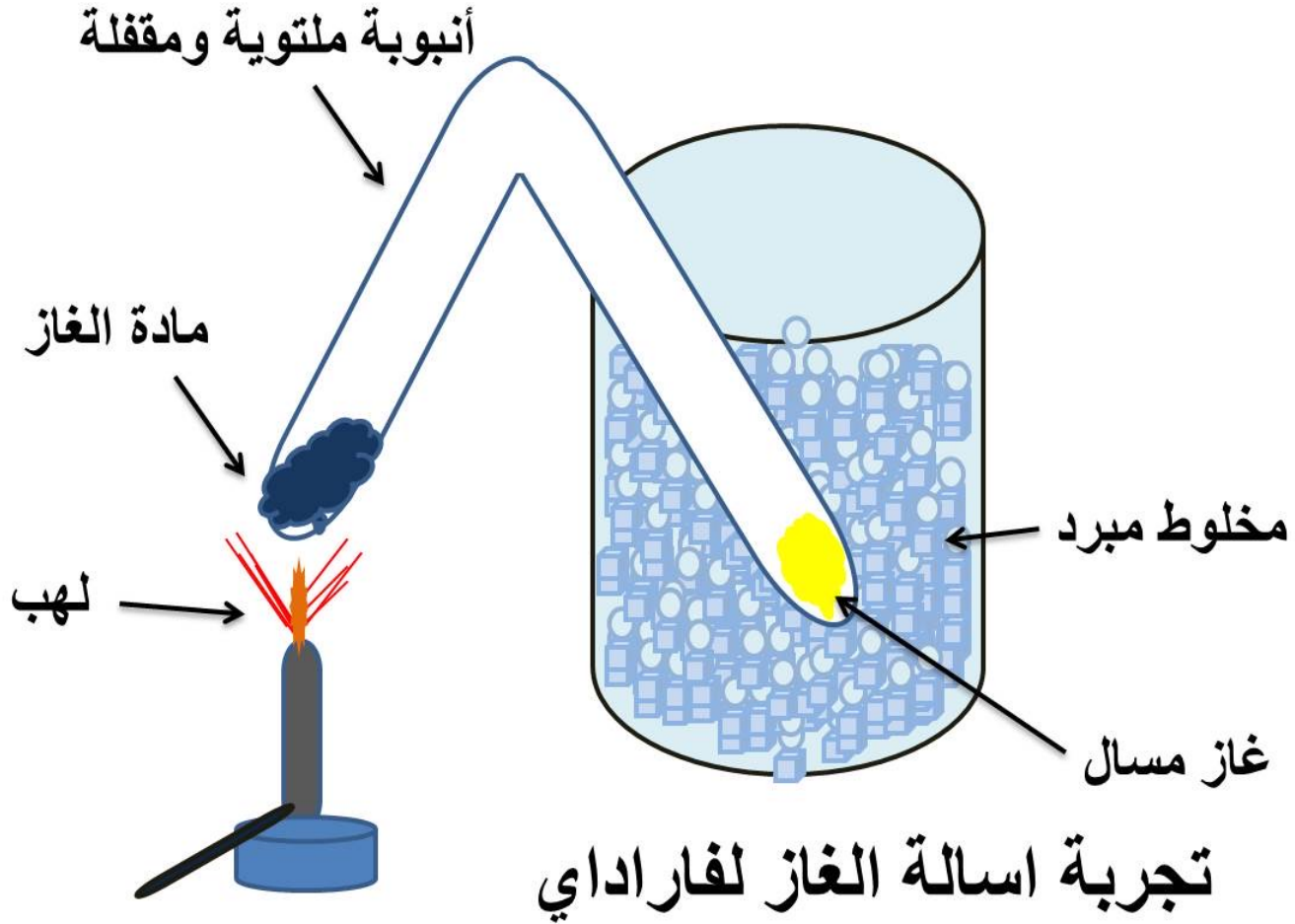


Michael Faraday  
1791 - 1867

## اسالة الغاز

- تمكن فاراداي Faraday من اسالة عدد كبير من الغازات باستخدام الضغط والمخاليط المبردة باستخدام انبوبة ملتوية ومقفلة. يوضع في أحد طرفيها المواد التي يحضر منها الغاز والطرف الآخر يغمس في مخلوط مبرد.
- عندما يتصاعد الغاز فإنه يترآم ويزداد ضغطه مما يقرب الجزيئات فتشتد قوة الجذب بينها ويقل الحجم ويتحول الغاز الى سائل.
- وقسم فاراداي الغازات الى: غازات سهلة الاسالة مثل  $\text{CO}_2$  &  $\text{NH}_3$
- وغازات صعبة الاسالة أو دائمة مثل النيتروجين والأكسجين.

# اسالة الغاز



## اسالة الغاز

واستخدم مخاليط مبردة مثل:

- .a مخلوط ملح الطعام والجليد  $-23.6^{\circ}\text{C}$
- .b مخلوط كلوريد الكالسيوم مع الجليد  $-51^{\circ}\text{C}$
- .c مخلوط ثاني أكسيد الكربون الصلب والإيثير  $-110^{\circ}\text{C}$
- .d مخلوط ثاني أكسيد الكربون الصلب والأسيتون  $-110^{\circ}\text{C} >$

# السوائل

- تختلف المادة في حالاتها الثلاثة في كمية الحركة لجزيئاتها والمسافات البينية بينها.
- السائل أكثر كثافة وجزيئاته أقرب الى بعضها منها في حالة الغازات.
- قوة الجذب بين جزيئات السائل تعادل 1000 جو وبالتالي فلا تأثير للضغط الخارجي على حجم السائل الذي يتشكل بشكل الإناء الحاوي له.
- التبريد يفقد جزيئات السائل طاقة حركتها حتى نقطة التجمد حينها تفقد كل أنواع الحركة ما عدا الحركة الاهتزازية وتصل قوة الجذب الى نهايتها العظمى.

## خواص السوائل

- السوائل لا تملأ كل الفراغ المعد لها لأن سرعة انتشارها أقل بكثير من سرعة انتشار الغازات.

### التبخير والغليان والضغط البخاري:

- إذا اكتسب جزيء السائل طاقة حركة تتغلب على قوة الجذب يتبخر.
- إذا كان الإثناء مغلق يتولد الضغط البخاري نتيجة تصادم جزيئات البخار مع الجدران.
- إذا فقدت جزيئات البخار طاقتها تكثفت وسرعة التكثيف تتناسب مع كمية البخار.
- إذا أصبحت سرعة البخار مساوية لسرعة التكثيف نشأ الاتزان الديناميكي ويكون الضغط البخاري هو ضغط البخار المشبع عند هذه الدرجة من الحرارة ويزيد بزيادتها.

## الغليان

- يختلف الغليان عن التبخير في أن الغليان ليس ظاهرة سطحية ويحدث عند درجة حرارة ثابتة ويبدأ السائل كله عندها بالغليان متحولاً الى الحالة الغازية.
- الضغط البخاري للبخار يساوي الضغط الجوي الواقع عليه.
- درجة غليان السائل تتناسب طردياً مع الضغط الواقع عليه.
- درجة غليان الماء  $100^{\circ}\text{C}$  عند الضغط الجوي (760) مم زئبق
- و  $102^{\circ}\text{C}$  عند الضغط الجوي (816) مم زئبق.

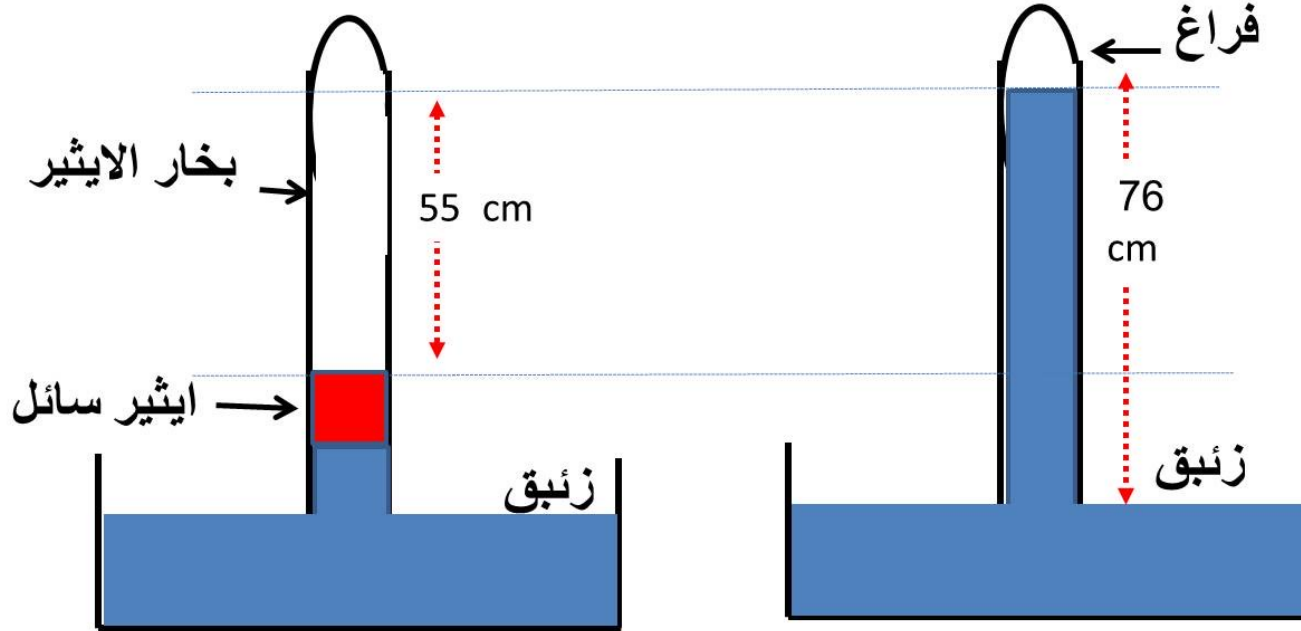
# الغليان

## قياس الضغط البخاري

❖ تدخل كمية كافية من السائل في أنبوبة بارامتريّة مملوءة بالزئبق فيطفو السائل فوق سطح الزئبق ويتبخر جزء منه في فراغ يعرف بفراغ طورشيللي وينخفض تبعاً لذلك سطح الزئبق.

➤ يكون الانخفاض في الزئبق مساوياً لضغط بخار السائل عند درجة حرارة التجربة.

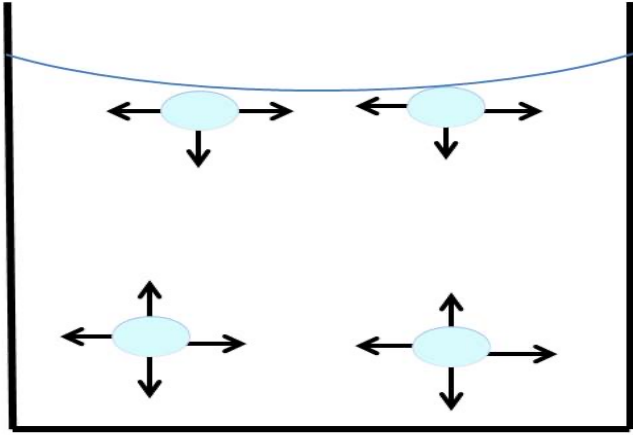
# قياس الضغط البخاري لسائل



قياس الضغط البخاري للايثير



# التوتر السطحي

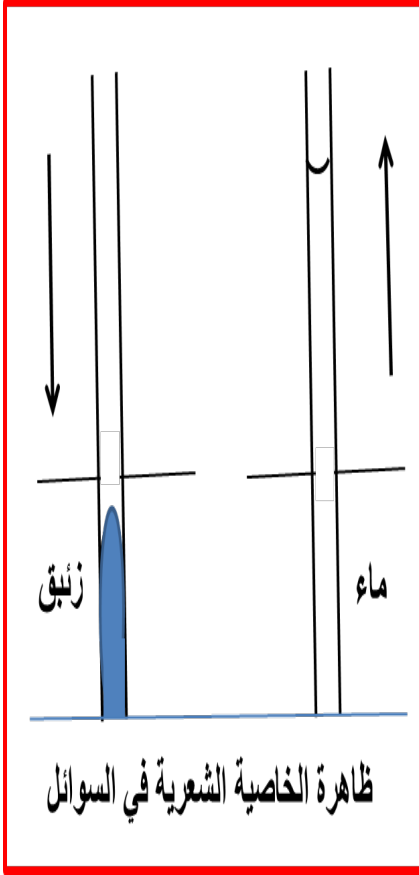


ظاهرة التوتر السطحي في السوائل

- ينتج من قوة الجذب الغير متكافئة لجزيئات السائل السطحية لأنها تتعرض لجذب من أسفل لا يقابله قوة معادلة من أعلى.

- ينكمش السائل متخذاً شكلاً شبه كروي (أقل المساحات) ليحتفظ بطاقة وضع تعادل تلك القوى السفلية المؤثرة عليه.
- التوتر السطحي يقل بارتفاع الحرارة، زيادة حركة الجزيئات تقلل قوة التجاذب بينها

## التوتر السطحي



يندفع السائل في الأنابيب الشعرية بفعل التوتر السطحي نتيجة لأن قوة جذب جدران الأنبوب للسائل أقوى من تلك التي بين الجزيئات وبعضها.

قوة الجذب بين جزيئات الزئبق وبعضها أقوى من تلك التي بينها وبين جدران الأنبوب فلذلك يهبط سطح الزئبق لأسفل.

بارتفاع الحرارة تقل قوة التجاذب بين جزيئات الزئبق وتصبح أقل من قوة جذب الجدران فيرتفع الزئبق لأعلى (الترمومتر الطبي)

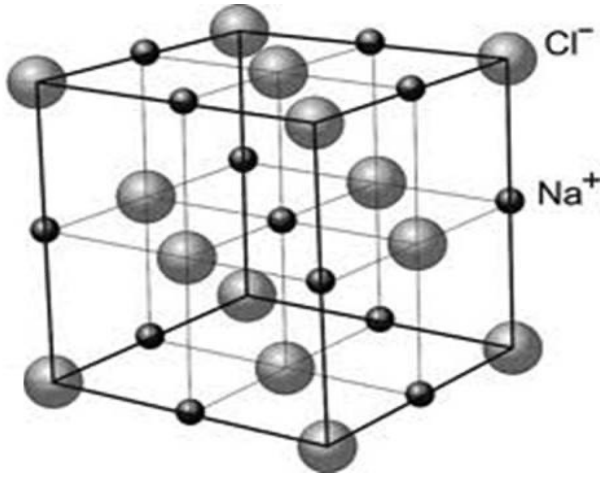
## اللزوجة

❖ يتكون السائل من طبقات رقيقة متداخلة تسير بسرعات مختلفة تزداد كلما بعدنا عن الجدران وتصل الى أقصاها في المنتصف.

❖ يحدث احتكاك بين طبقات السائل المختلفة يعمل على مقاومة الحركة وهو ما يعبر عنه باللزوجة.

❖ سرعة سريان السائل تتوقف على اللزوجة. فمثلاً الماء أسرع سرياناً من الجلوسرين لأن الأول أقل لزوجة من الثاني.

## الأجسام الصلبة



▶ تركيب الأجسام الصلبة: جزيئات تفصلها مسافات صغيرة جداً ليس لها القدرة على الحركة الا بالتذبذب حول محور ثابت. لها شكل ثابت.

- يقاس تركيب البلورات بقياس مقدار انعكاس الضوء من سطوحها ومن ثم يتم تعيين زوايا البلورة وطريقة توزيع الذرات فيها.
- هناك بلورات مكعبة، هرمية ومعينية وهكذا، فمثلاً ملح الطعام يتكون من بلورات مكعبة منتظمة تشغل فيها أيونات الصوديوم والكلور أماكن متتابة تفصلها مسافات بينية متساوية.

## الضغط البخاري للأجسام الصلبة

- الضغط البخاري للأجسام الصلبة صغيراً جداً بل يكاد يكون منعدماً في معظمها.
- زيادة الحرارة تكسب الجزيئات كمية من الطاقة ويرتفع الضغط البخاري وتعرف ظاهرة تحول الأجسام الصلبة الى الحالة الغازية دون المرور بالحالة السائلة بالتسامي.
- بللورات الجزيئات ذات الروابط التساهمية يكون ضغطها البخاري كبيراً نسبياً مثل المركبات العضوية الصلبة ويستدل عليها برائحتها الظاهرة ولها درجات انصهار وغلجان منخفضة وتذوب بسهولة في المذيبات غيرالقطبية.

## الضغط البخاري للأجسام الصلبة

❖ بلورات الجزيئات ذات الروابط الأيونية (أيونات موجبة وأخرى سالبة) مثل كلوريد الصوديوم وتكون ذات قوى ترابط عالية جداً ومن ثم يكون ضغطها البخاري متناهي في الصغر ولها درجات انصهار وغليان مرتفعة ولا تذوب في السوائل غير القطبية.

# قانون فعل الكتلة

عند درجة حرارة ثابتة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي تناسباً طردياً مع الكتلة الفعالة للمواد المتفاعلة.

# قانون فعل الكتلة

استنباط العلاقة الكمية بين درجات تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة:



نعتبر التفاعل :

إذا كانت درجات التركيز الجزيئية للمتفاعلات  $[A]$   $[B]$  والنواتج  $[C]$   $[D]$ .

وكانت سرعة التفاعل الطردني  $u_1$  والعكسي  $u_2$  فإن:

$$u_1 \propto [A] \times [B]$$

$$u_1 = K_1 [A] \times [B]$$

$$u_2 \propto [C] \times [D]$$

$$u_2 = K_2 [C] \times [D]$$

$K_1$  و  $K_2$  ثابتا السرعة للتفاعلين الطردني والعكسي



# قانون فعل الكتلة

وعند الاتزان تتساوى سرعتا التفاعلين الطردى والعكسي  $u_1 = u_2$  ويكون:

$$K_1 / K_2 = [C] \times [D] / [A] \times [B] = K_c$$

حيث  $K_c$  ثابت الاتزان

ثابت الاتزان = حاصل ضرب تركيزات النواتج مقسوماً على حاصل ضرب تركيزات المتفاعلات

واذا وجد من كل مادة أكثر من جزيء



# قانون فعل الكتلة

فإن سرعة التفاعل تتناسب مع درجات التركيز الجزيئية للمواد المتفاعلة مرفوعاً الى أس يساوي عدد الجزيئات في معادلة التفاعل وفي هذه الحالة يكون:

$$u_1 = K_1 [A]^\alpha \times [B]^\beta$$

$$u_2 = K_2 [C]^\gamma \times [D]^\delta$$

وعند الاتزان  $u_1 = u_2$

$$K_1 / K_2 = [C]^\gamma \times [D]^\delta / [A]^\alpha \times [B]^\beta = K_C$$

# قانون فعل الكتلة

وفي التفاعلات الغازية يقوم الضغط الجزيئي لمكونات النظام المتزن في المخلوط مقام درجة التركيز الجزيئية:

فإذا كان  $P_A, P_B, P_C, P_D$  هي الضغوط الجزيئية للمواد المذكورة فإن :

$$K_1/K_2 = P_C^\gamma \times P_D^\delta / P_A^\alpha \times P_B^\beta = K_p$$

$K_p$  هو ثابت الاتزان عندما نأخذ الضغوط الجزيئية في الاعتبار

# قانون فعل الكتلة



العوامل التي تؤثر على ثابت الاتزان في ضوء قانون فعل الكتلة:

٢- درجة الحرارة: قيمة ثابت الاتزان ثابتة ما دامت الحرارة ثابتة:

❖ في التفاعلات الماصة للحرارة **تزداد** قيمة ثابت الاتزان بزيادة درجة الحرارة  $K_1 > K_2$

❖ في التفاعلات الطاردة للحرارة **تنخفض** قيمة ثابت الاتزان بزيادة درجة الحرارة

$$K_2 > K_1$$



$$u_1 = K_1 [A] \times [B]$$

$$K_1 = u_1 / [A] \times [B]$$

$$u_2 = K_2 [C] \times [D]$$

$$K_2 = u_2 / [C] \times [D]$$

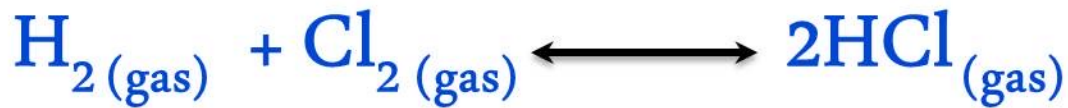
$$K_C = K_1 / K_2$$

# قانون فعل الكتلة

العوامل التي تؤثر على ثابت الاتزان في ضوء قانون فعل الكتلة:

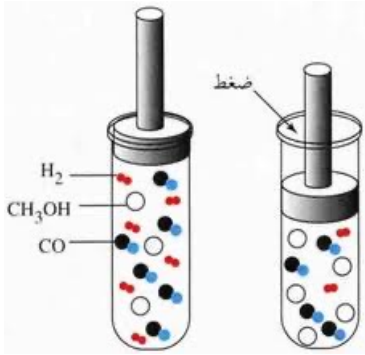
أ- درجة الحرارة:

ب- درجة التركيز أو الضغط: لا تتغير قيمة ثابت الاتزان بتغير درجة التركيز أو الضغط ما دام الاتزان قد حدث ولكن الذي يتغير هو موضع الاتزان

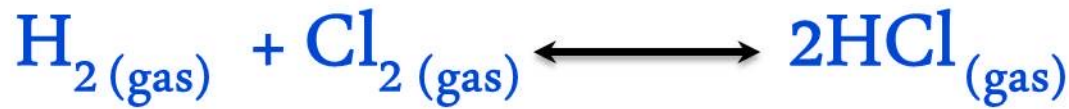


$$K_p = P_{\text{HCl}}^2 / (P_{\text{H}_2} \times P_{\text{Cl}_2})$$

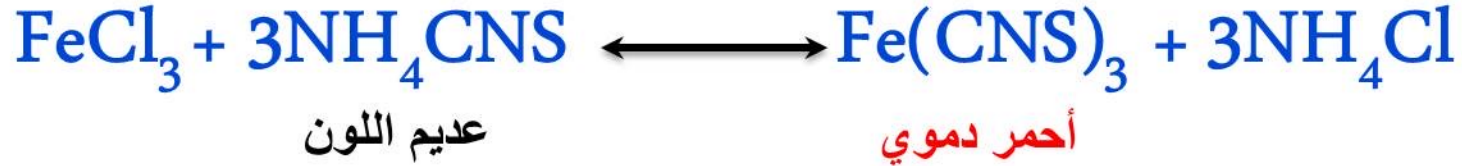
## قانون فعل الكتلة



إذا فرضنا اضافة هيدروجين، على التفاعل السابق، بعد الوصول لحالة الاتزان فإن ذلك يؤدي الى زيادة الضغط الجزئي للهيدروجين في المخلوط ويتبع ذلك اختلال الاتزان، ونظراً لأن قيمة  $K_p$  يجب أن تظل ثابتة ما دامت درجة الحرارة ثابتة فإن الضغط الجزئي لكلوريد الهيدروجين يجب أن يزداد. ويتم ذلك بأن يتفاعل جزء من الهيدروجين مع الكلور لتكوين كلوريد الهيدروجين حتى العودة الى حالة الاتزان. ويحدث العكس اذا أضيف زيادة من كلوريد الهيدروجين فعندها يجب أن يتفكك جزء منه للوصول لحالة الاتزان.



## قانون فعل الكتلة



اضافة كلوريد الأمونيوم على جزء من الناتج الأحمر.....يزيل اللون.  
اضافة كلوريد الحديد على جزء من الناتج الأحمر.....يزيد اللون الأحمر.

## قانون فعل الكتلة

العلاقة بين  $K_c$  و  $K_p$  لتفاعل غازي:

إذا أخذنا التفاعل الغازي:



فإذا كان  $P_A, P_B, P_C, P_D$  هي الضغوط الجزئية للمواد المذكورة فإن:

$$K_1/K_2 = P_C^\gamma \times P_D^\delta / P_A^\alpha \times P_B^\beta = K_p \dots\dots\dots (1)$$

فإذا كان عدد الجزيئات الجرامية لكل غاز في المخلوط هي:  $nA, nB, nC, nD$  فإنه بتطبيق القانون العام للغازات على كل غاز على حدة فإن:



# قانون فعل الكتلة

$$P_A = nA/V \quad RT = [A] RT$$

$$P_B = nB/V \quad RT = [B] RT$$

$$P_C = nC/V \quad RT = [C] RT$$

$$P_D = nD/V \quad RT = [D] RT$$

$$K_1/K_2 = P_C^\gamma \times P_D^\delta / P_A^\alpha \times P_B^\beta = K_p \dots\dots\dots (1)$$

وبالتعويض في المعادلة (1):

$$K_p = ([C]^\gamma (RT)^\gamma [D]^\delta (RT)^\delta) / ([A]^\alpha (RT)^\alpha [B]^\beta (RT)^\beta)$$

$$K_p = ([C]^\gamma [D]^\delta / [A]^\alpha [B]^\beta) \times (RT)^\gamma (RT)^\delta / (RT)^\alpha (RT)^\beta$$

# قانون فعل الكتلة

$$K_p = ([C]^\gamma [D]^\delta / [A]^\alpha [B]^\beta) \times (RT)^\gamma (RT)^\delta / (RT)^\alpha (RT)^\beta$$

$$K_p = ([C]^\gamma [D]^\delta / [A]^\alpha [B]^\beta) \times (RT)^{\gamma+\delta} / (RT)^{\alpha+\beta}$$

$$K_p = ([C]^\gamma [D]^\delta / [A]^\alpha [B]^\beta) \times (RT)^{(\gamma+\delta) - (\alpha+\beta)}$$

$$K_p = K_c \times (RT)^{(\Delta n)}$$

حيث  $\Delta n$ : هي عدد الجزيئات الناتجة من التفاعل - عدد الجزيئات المتفاعلة

# قانون فعل الكتلة

أمثلة:



في التفاعل

$$\Delta n = 0 \quad K_p = K_c$$



وفي التفاعل

$$\Delta n = 1 \quad K_p = K_c (RT)$$

# الاتزان الأيوني والمحاليل الألكتروليتية

- تطبيق قانون فعل الكتلة على المحاليل الألكتروليتية.

- تأين الألكتروليتات الضعيفة وتميؤ الأملاح.

- تركيز الهيدرونيوم وأهميته في الحياة

- الرقم الهيدروجيني

# الاتزان الأيوني والمحاليل الألكتروليتية

- تطبيق قانون فعل الكتلة على المحاليل الألكتروليتية.



حيث  $\text{A}^-$  يمثل الأنيون الناتج من الحمض.

وبما أن العلاقة الرياضية العامة لثابت الاتزان هي:

$$K = a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{A}^-} / a_{\text{HA}} \times a_{\text{H}_2\text{O}} \dots\dots\dots(1)$$

وبما أن فاعلية الماء تكون في المحاليل المخففة غالباً ثابتة فإنه يمكن احلالها بالرمز  $K$  ومن ثم تصبح المعادلة (1):

$$K = a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{A}^-} / a_{\text{HA}} \times K$$

# الاتزان الأيوني والمحاليل الألكتروليتية

$$\underline{K \times K = K_a}$$

$$K_a = a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{A}^-} / a_{\text{HA}}$$

ويطلق على الثابت  $K_a$  اسم ثابت التأيّن لحمض ضعيف

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

وللتسهيل:

$$K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

قيمة  $K_a$  تساوي مقداراً ثابتاً للحمض الضعيف ولا تتأثر بالتخفيف ويكون مميّزاً للحمض عند ثبوت درجة الحرارة ( $25^\circ\text{C}$ ).

## تأثير الأيون المشترك: Common ion effect



- إضافة أيونات الخلات الى محلول حمض الخليك يضعف تأين حمض الخليك (قانون فعل الكتلة).
- تبعاً لذلك يقل تركيز الهيدروجين (أيون الهيدرونيوم) لأن التفاعل يسير في الاتجاه العكسي.
- يسمى أيون الخلات بالأيون المشترك Common Ion.
- لا يتأثر ثابت التأين بإضافة الأيون المشترك.

## تأين الأحماض عديدة القاعدية

- الحمض عديد القاعدية أو عديد البروتون هو الحمض الذي يحتوي على أكثر من ذرة هيدروجين قابلة للتأين.
- التأين يحدث بعدد ذرات الهيدروجين البدول ولكل معادلة وثابت تأين خاص.



$$K_1 = [\text{H}^+][\text{HCO}_3^-] / [\text{H}_2\text{CO}_3] = 4.3 \times 10^{-7}$$

$$K_2 = [\text{H}^+][\text{CO}_3^{--}] / [\text{HCO}_3^-] = 5.6 \times 10^{-11}$$



## تأين الأحماض عديدة القاعدية

• التآين الثاني أصغر بكثير من الأول.

• الجزئ المتعادل يعطي أيون الهيدروجين الى الماء بسهولة أكثر من الأيون السالب فالشحنة

السالبة تعوق أو تؤخر انتقال البروتون منه الى الماء.

• ثابت التآين الكامل يساوي حاصل ضرب  $K_1 \times K_2$

$$\bullet K = K_1 \times K_2 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \times \frac{[H^+][CO_3^{--}]}{[HCO_3^-]}$$

$$\bullet = [H^+]^2 [CO_3^{--}] / [H_2CO_3] = 2.4 \times 10^{-17}$$

# الحاصل الأيوني للماء

يتفاعل الماء كحمض مع القاعدة معطياً ايها بروتون الهيدروجين أو كقاعدة مع الحمض مستقبلاً بروتون الهيدروجين.



$$K = a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{OH}^-} / (a_{\text{H}_2\text{O}})^2$$

وحيث أن درجة تأين الماء منخفضة جداً فإنه يمكن اعتبار فعالية الماء غير المتأين ثابتاً.

$$K \times K^2 = a_{\text{H}_3\text{O}^+} \times a_{\text{OH}^-}$$

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]. \quad K_w = 1.8 \times 10^{-16} \times 55.5 = 1 \times 10^{-14} \text{ M}$$

# الحاصل الأيوني للماء

$$K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ M at } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

في الماء النقي  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

✓ قيمة  $K_w$  (حاصل ضرب تركيز أيون الهيدروجين وانيون الهيدروكسيل) تظل قيمة ثابتة أياً كان مصدرهما.

✓ إضافة قليل من حمض HCl يؤدي الى زيادة تركيز أيونات  $\text{H}^+$  ويتبع ذلك نقص في تركيز  $\text{OH}^-$

✓ إضافة قليل من قاعدة الى الماء يؤدي الى زيادة تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  ويتبع ذلك نقص في تركيز  $\text{H}^+$

# الرقم الهيدروجيني (pH) Hydrogen ion exponent

■ pH هو طريقة للتعبير عن تركيز الهيدروجين في المحلول.

■ قيمته بين الصفر و 14.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7}$$
 المحلول المتعادل

■ المحلول الذي يحتوي على جرام أيون من الهيدروجين في اللتر يكون تركيز

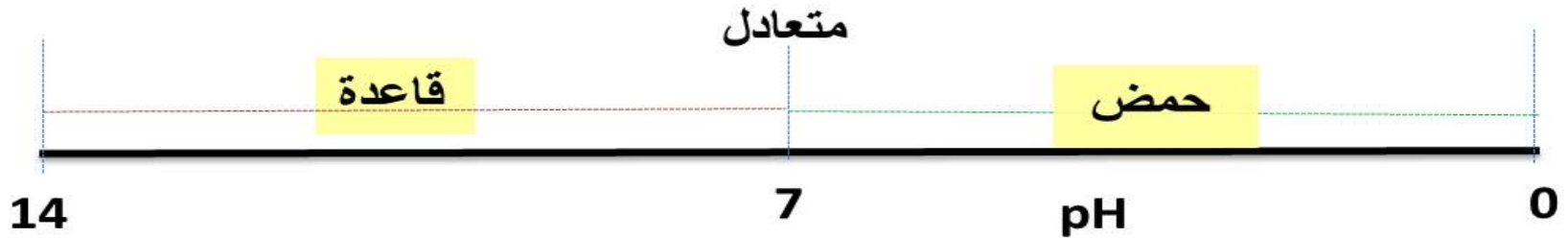
$$\text{pH} = -\log 1 = \text{zero}$$

الهيدروجين فيه واحد وتكون

■ المحلول الذي يحتوي على جرام أيون من  $\text{OH}^-$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 1 = 10^{-14} \quad \text{pH} = 14$$

# الرقم الهيدروجيني (pH)



$$\text{pOH} = -\log \text{OH}^-$$

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] = \log 10^{-14}$$

$$-\log [\text{H}^+] + (-\log [\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

## حاصل الذوبانية

إذا علق في الماء ملح شحيح الذوبان مثل كلوريد الفضة فإنه يذوب الى حدٍ قليل وتنشأ حالة اتزان بين الملح المعلق والملح الذائب



$$K = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] / [\text{AgCl}]$$

فاعلية الجسم الصلب تظل ثابتة

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

## المحاليل المنظمة Buffer Solutions

هى المحاليل التى تقاوم التغيير فى قيمة pH عند اضافة حمض أو قاعدة.

- تتكون من حمض ضعيف مع أحد أملاحه من قاعدة قوية أو من قاعدة ضعيفة مع أحد أملاحها من حمض قوي.

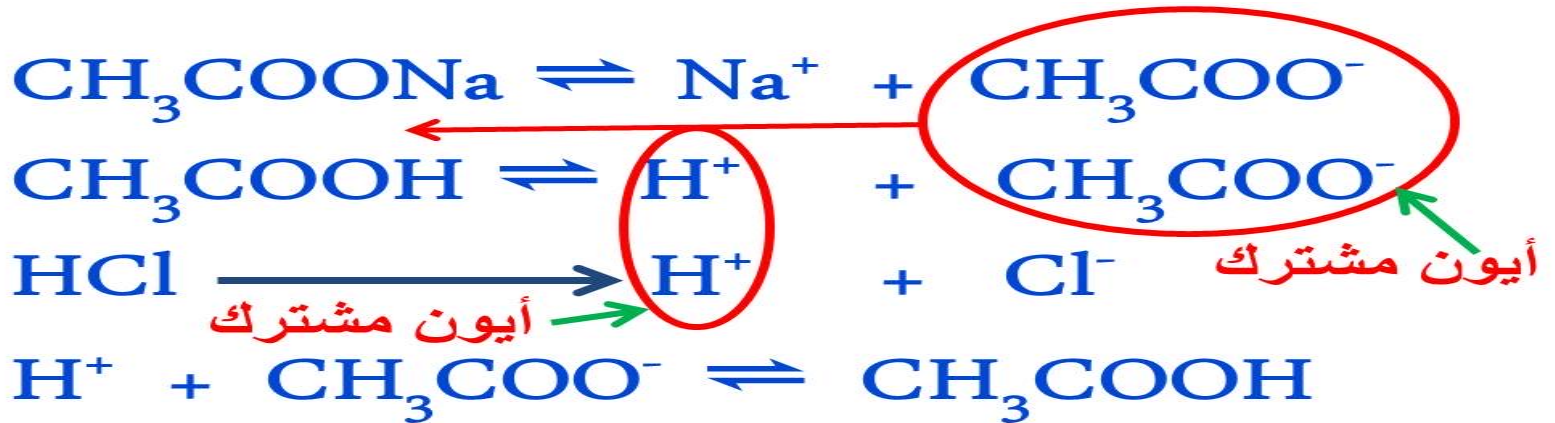
### أمثلة

- حمض الخليك وخلات الصوديوم مدى pH 3.7 – 5.6
- فوسفات ثنائي وثلاثي الصوديوم مدى pH 11 – 12



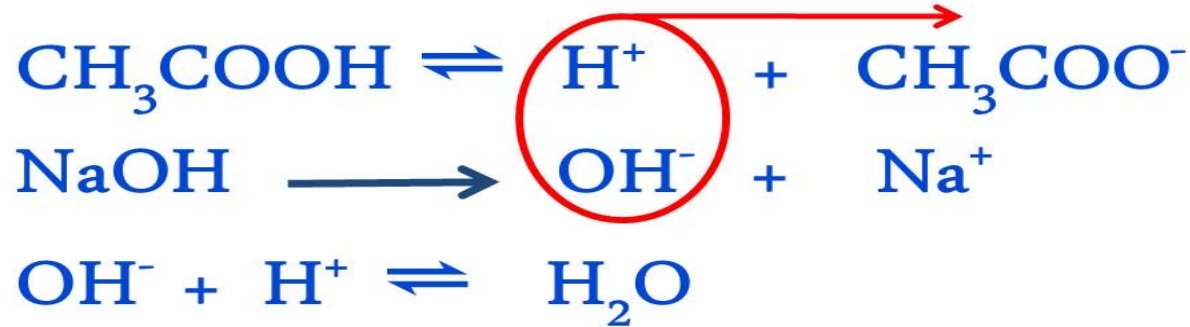
**فكرة عمل المحاليل المنظمة :**

**أولاً:** عند اضافة حمض HCl الى محلول حمض الخليك وخلات الصوديوم المنظم فنظراً لأنه تام التآين فإنه يتفاعل مع الخلات مكوناً كلوريد الصوديوم وحمض الخليك ضعيف التآين. أي أن أيونات الهيدروجين التي نتجت من حمض HCl قد تحولت الى جزيئات حمض الخليك غير المتآينة فلذلك لا تتغير قيمة pH.

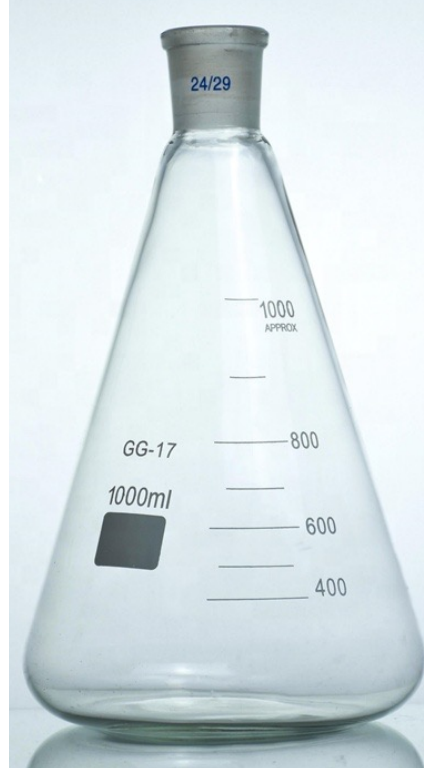




**ثانياً:** عند اضافة NaOH الى نفس المحلول المنظم السابق فإنها تتفاعل مع الهيدروجين متحولة الى ماء ويتفكك حمض الخليك تبعاً لذلك لتعويض نقص الهيدروجين فلذلك لا تتغير قيمة pH.



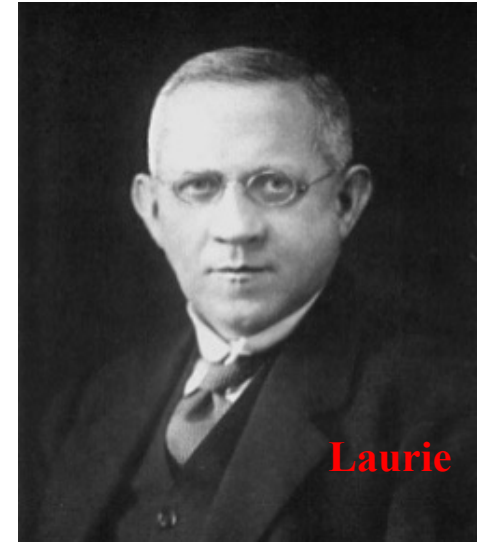
المحاليل المنظمة تحتوي على احتياطي من الحمض واحتياطي من القلوي لتواجه بهما تأثير اضافة حمض أو قلوي من الخارج.



# الأحماض والقواعد



# نظرية برونستد ولوري للأحماض والقواعد



# نظرية برونستد ولوري للأحماض والقواعد

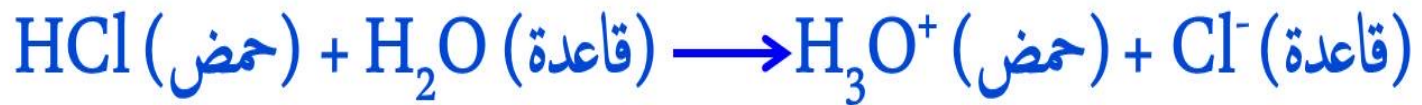
■ الحمض هو كل مادة تميل الى فقدان بروتون.

■ القاعدة هي كل مادة تميل الى اكتساب بروتون.

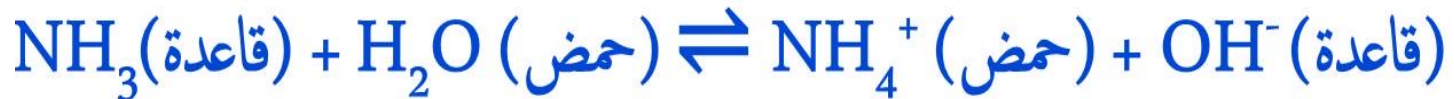
■ لكي يظهر الحمض قوته لابد من وجود قاعدة والعكس صحيح.



■ عند اذابة الحمض في الماء يقوم الماء بدور القاعدة مستقبلاً البرتون.



■ وفي حالة القاعدة فإن الماء يقوم بدور الحمض:



# الاماهة (التميو) Hydrolysis

محاليل الأملاح التي تتكون من تفاعل حمض وقاعدة لها أربعة احتمالات:

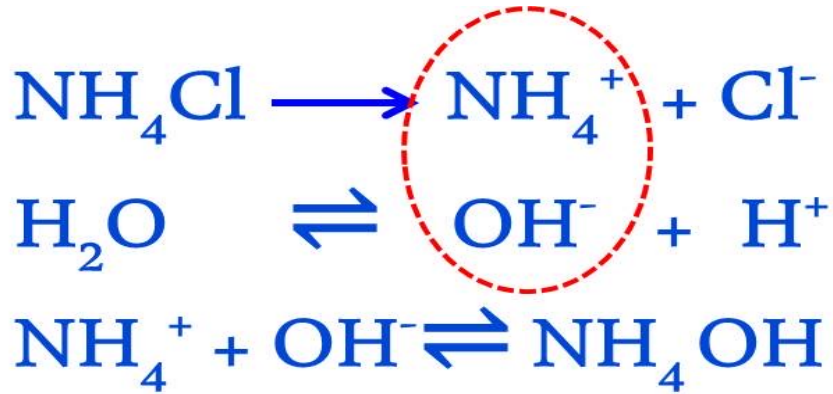
1. **متعادلة:** ناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية.
2. **حمضية:** ناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة.
3. **قاعدية:** ناتجة من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية.
4. **متعادلة أو حمضية ضعيفة أو قاعدية ضعيفة:** ناتجة من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة، ويتوقف ذلك على النسبة بين ثابت تأين الحمض والقاعدة.

محاليل الأملاح التي تتكون من تفاعل حمض وقاعدة لها أربعة احتمالات:

1. متعادلة: مثل محلول NaCl



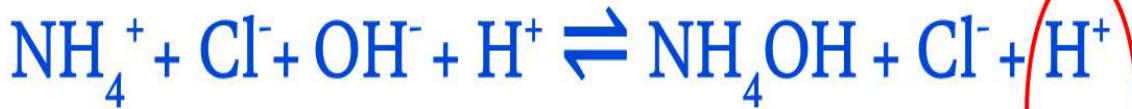
الحمض القوي تام التآين فليس لشقه الحامضي (Cl<sup>-</sup>) أي قابلية للتفاعل مع هيدروجين الماء. والقاعدة تامة التآين فليس لشقها القاعدي (Na<sup>+</sup>) أي رغبة في الاتحاد بمجموعة الهيدروكسيل المشتقة من الماء. لذا يظل تركيز أيون الهيدروجين والهيدروكسيل مساوياً لتركيزهما في الماء النقي ويكون المحلول متعادلاً.



2. **حمضية:** مثل محلول  $\text{NH}_4\text{Cl}$

لأن القاعدة الناتجة من التميؤ ضعيفة التآين في حين الحمض الناتج من التميؤ تام التآين،

تتحد أيونات الأمونيوم والهيدروكسيل



لتكوين جزيئات غير متآينة

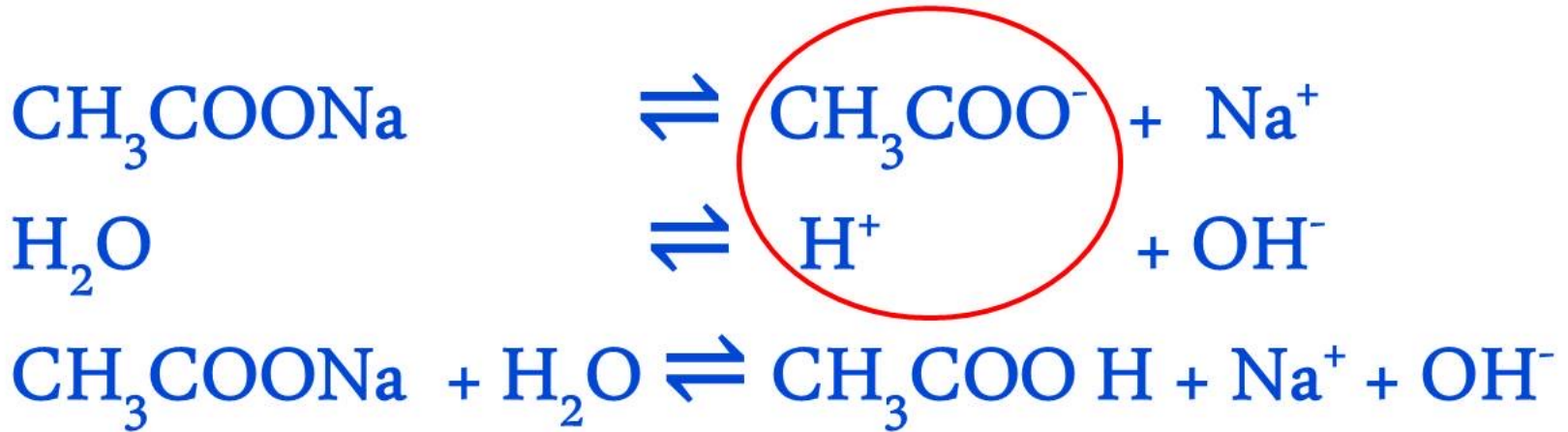


من هيدروكسيد الأمونيوم

وعندما تستنفذ أيونات الهيدروكسيل من المحلول يتآين الماء مما يؤدي الى زيادة أيونات الهيدروجين ويصبح المحلول حامضي.

### 3. محاليل قاعدية: مثل $\text{CH}_3\text{COONa}$

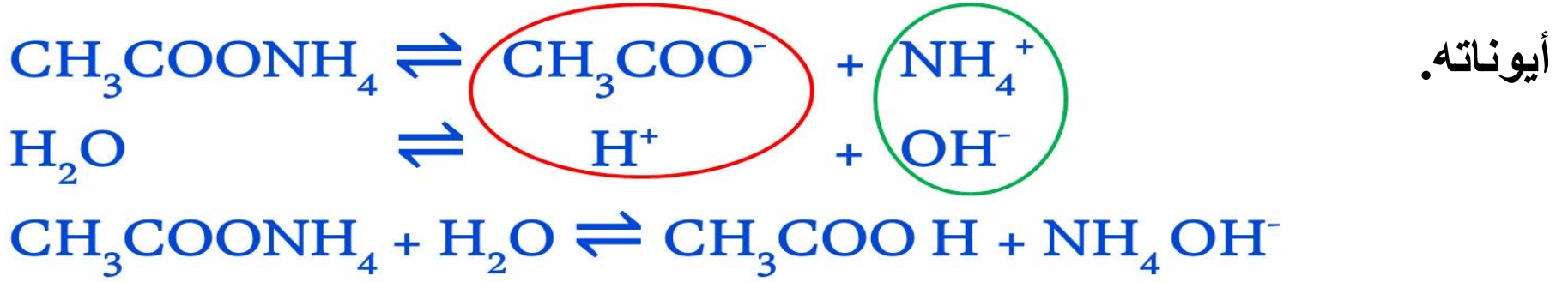
اذا كان الملح مشتق من قاعدة قوية وحمض ضعيف مثل خلات الصوديوم فإن المحلول يكون قلوي لأن القاعدة الناتجة قوية فتكون تامة التآين. أما الحمض فضعيف التآين فتتفاعل أيونات الخلات مع أيونات الهيدروجين لتكوين حمض الخليك غير المتآين مما يحفز تآين الماء ويؤدي الى سيادة أيونات الهيدروكسيل في المحلول فيصير قلوي.





4. محاليل متعادلة أو حمضية ضعيفة أو قاعدية ضعيفة: مثل  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

في حالة الملح المشتق من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة مثل خلات الأمونيوم تتحد أيوناته المتفككة في المحلول مع أيونات الهيدروجين والهيدروكسيل الناتجة من تفكك الماء معطية الحمض والقاعدة الضعيفين ويتفكك المزيد من الماء لتعويض المستهلك من أيوناته.



ويتوقف تأثير المحلول الناتج على قوة كل من الحمض والقاعدة فهو في الغالب متعادل ولكنه قد يكون حمضياً ضعيفاً أو قلوياً ضعيفاً تبعاً لقوة الحمض والقاعدة.

## تعاقد الأحماض والقواعد

تتعاقد الأحماض والقواعد بتفاعلها معاً منتجةً ماء وملح قد يكون حامضي أو



ويمكن تقسيم تكوين الأملاح الى أربعة أقسام:

1. **تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية:** وفيه نجد أن التفاعل يسير في اتجاه

تكوين الملح ولا يكون انعكاسي.  $\text{pH} = 7$

مثل التفاعل



2. تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة: وفيه نجد أن التفاعل انعكاسي نتيجة لإماهة الملح الناتج.

وبإضافة كميات متكافئة من الحمض والقاعدة يكون الملح حمضي:

فمثلاً pH لكوريد الأمونيوم = 5

3. تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية: الملح الناتج قلوي.

مثال:

$\text{CH}_3\text{COONa}$  pH = 8.9



4. **تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة** : الملح الناتج يتمياً الى درجة كبيرة ويكون اما متعاقل أو حمضي ضعيف أو قلوي ضعيف طبقاً لقوة كل من الحمض والقاعدة.

وتظهر أهمية تفاعلات التعاقل في **عمليات المعايرة (Titrations)** وهي عمليات المقصود منها معرفة كمية الحمض أو القاعدة التي تكافئ كمية القاعدة أو الحمض المحتواه في محلول ما. واذا كانت قوة المحلول الأول معروفة أمكن حساب تركيز المحلول الثاني المجهول. ويلزم لذلك أدلة لتحديد نقطة التكافؤ بين الحمض والقاعدة.

**الأدلة Indicators** : هي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة تستخدم لتحديد نقطة تعادل أو تكافؤ حجم معين من حمض أو قاعدة باستخدام قاعدة أو حمض معلوم التركيز خلال عملية المعايرة. ويتغير لون الدليل تبعاً لتغير الرقم الهيدروجيني للمحلول الموجود فيه.

### أمثلة للأدلة المعروفة:

• صبغة عباد الشمس: لونها أحمر في المحلول الحمضي وأزرق في القاعدي وبنفسجي في المتعادل.



• الميثيل البرتقالي والميثيل الأحمر والفينولفتالين.

• يرجع تغير لون الدليل الى تأينه.

شرح بعض الأمثلة:

دليل الفينولفتالين



## شرح بعض الأمثلة

### دليل الميثيل البرتقالي

