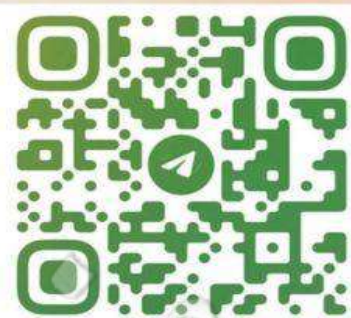


# كيمياء الثاني عشر

الفصل الدراسي الاول  
2022/2023



إعداد /  
أسامة مسعود



@KW\_CHEMISTRY

KuwaitTeacher.Com

## الوحدة الأولى: الغازات

### علم الأرصاد الجوية:

هو العلم الذي يدرس أحوال الطقس ويحاول توقعها بتحليل مجموعة من المتغيرات أهمها الضغط الجوي والحرارة وسرعة الرياح و اتجاهها ودرجة الرطوبة.

• من اهم الظواهر التي تعني بدراسة أحوال الطقس وتوقعها:

- الهواء الساخن أقل كثافة من الهواء البارد لذلك ترتفع كتل الهواء الساخنة فوق كتل الهواء الباردة .
- يكثر الهواء في مناطق الضغط الجوي المرتفع عنه في مناطق الضغط الجوي المنخفض.
- حركة الهواء هي حركة حرة ، ينتج عنها خلل يؤدي إلى تحرك وانتقال الهواء من مناطق الضغط الجوي المرتفع إلى مناطق الضغط الجوي المنخفض .

### 1- حالات المادة

#### المادة:

هي كل ما له كتلة ويشغل حيزا من الفراغ.

حالات المادة	الشكل	الحجم	قوى التماسك	حركة الجسيمات
الحالة الصلبة	ثابت	ثابت	قوية	اهتزازية
الحالة السائلة	متغير	ثابت	ضعيفة	انزلاقية
الحالة الغازية	متغير	متغير	ضعيفة جدا	حرة

## 2- النظرية الحركية

## النظرية الحركية:

نظرية تفترض أن الغازات تتكون من جسيمات كروية الشكل صغيرة للغاية وتتحرك بسرعة في حركة عشوائية مستقيمة.

➤ فرضيات النظرية الحركية:

- 1- الغازات تتكون من جسيمات كروية الشكل ويمكن أن تكون ذرات: He, Ar أو جزيئات:  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $CO_2$ .
- 2- حجم جسيمات الغاز صغيرة جدا مقارنة بالمسافات الفاصلة بينها، ما يجعلها قابلة للانضغاط.
- 3- قوى التجاذب و التنافر بين الجسيمات الغازية منعدمة بالتالي ينتشر الغاز حتى يأخذ شكل و حجم الوعاء الحاوي له.
- 4- تتحرك جسيمات الغاز بسرعة عشوائية في خطوط مستقيمة " الحركة البراونية " ويكون كل منها مستقل عن الآخر.
- 5- تحدث جسيمات الغاز ضغطا على جدار الوعاء الحاوي لها.

✓ تذكر أن:

- الغازات يمكن أن تكون:
  - أحادية الذرة كمثل الغازات النبيلة  $He$ ,  $Ne$ ,  $Ar$ .
  - ثنائية الذرة كمثل  $Cl_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ .
  - مركبات غازية كمثل  $CO_2$ ,  $CH_4$ .
- حجوم جسيمات الغاز يمكن أن تهمل مقارنة مع الحجم الذي تشغله تلك الجسيمات.
- متوسط الطاقة الحركية لمجموعة من جسيمات الغاز تتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة للغاز.

➤ تستخدم الغازات في صناعة الوسائد الهوائية وفي أجهزة الأمان . علل.

- لقابلية الغازات للانضغاط نظرا لتباعد جسيمات الغاز عن بعضها فيسهل ضغط الغاز .

➤ كيف تفسر النظرية الحركية قابلية الغازات للانضغاط؟

- حسب النظرية الحركية للغازات فإن جسيمات الغاز صغيرة للغاية بالمقارنة مع المسافات التي تفصل بينها أي أن هذه

الجسيمات متباعدة بعضها عن بعض بدرجة كبيرة بحيث يمكن تقريب المسافة بينها عند زيادة الضغط.

➤ تأخذ الغازات شكل وحجم الوعاء الحاوي لها . علل.

- لانعدام قوي التجاذب بين جسيمات الغاز فتكون حرة الحركة لتأخذ شكل وحجم الوعاء .

➤ الكمية الكلية للطاقة الحركية لجسيمات الغاز تظل ثابتة. علل.

- لأن التصادمات بين جسيمات الغاز تمتاز بأنها تصادمات مرنة ، أي أن الطاقة الحركية تنتقل من جسيم لآخر دون هدر أي منها ولذلك تبقى الكمية الكلية للطاقة الحركية ثابتة أثناء الاصطدام.

➤ تحدث جسيمات الغاز ضغطاً على جدار الوعاء الحاوي لها. علل.

- نتيجة التصادمات المستمرة و المرنة بين هذه الجسيمات وجدار الوعاء.

### 3- المتغيرات التي تصف غاز

الضغط (P) وحدته الكيلو باسكال Kpa

حجم الوعاء (V) وحدته اللتر L

درجة الحرارة (T) وحدتها الكلفن K

كمية الغاز (n) وحدته المول mol

## أسئلة تطبيقية

❖ املأ الفراغات في الجمل والعبارات التالية بما يناسبها :

- 1- كثافة الغاز الساخن \_\_\_\_\_ من كثافة الغاز البارد .
- 2- الوحدة الدولية لقياس الحجم هي \_\_\_\_\_
- 3- تتحرك جزيئات الغاز حركة حرة عشوائية مستمرة في خطوط \_\_\_\_\_
- 4- تحدث الغازات ضغطاً على جدران الوعاء الحاوي لها وذلك نظراً لحركة جسيمات الغاز العشوائية المستمرة واصطدامها بهذه الجدران تصادمات \_\_\_\_\_
- 5- من خواص الغاز المثالي أن الحجم الفعلي لجزيئاته ضئيل جداً ويمكن \_\_\_\_\_ بالنسبة للحجم الذي يشغله هذا الغاز
- 6- تنتقل الكتل الهوائية من المناطق ذات الضغط \_\_\_\_\_ إلى المناطق ذات الضغط \_\_\_\_\_
- 7- الكمية الكلية للطاقة الحركية للجسيمات الغازية \_\_\_\_\_ وذلك لأن تصادماتها مرنة.
- 8- متوسط الطاقة الحركية للجسيمات الغازية يتناسب \_\_\_\_\_ مع درجة الحرارة المطلقة.

## 4- العوامل المؤثرة في ضغط الغاز

✓ **تذكر أن** : ضغط الغاز ينشأ عن حدوث تصادمات مرنة بين جسيمات الغاز

وجدار الوعاء الحاوي له ، فكلما زادت التصادمات زاد الضغط .

## 1- كمية الغاز n " عند ثبوت حجم الوعاء ودرجة الحرارة "



• العلاقة بين كمية الغاز والضغط علاقة طردية وذلك عند ثبوت كمية الغاز ودرجة الحرارة .

• **زيادة كمية الغاز** تؤدي إلى زيادة عدد جسيمات الغاز وبالتالي تزداد التصادمات فيزداد الضغط عند ثبوت حجم الوعاء ودرجة الحرارة.

• **تقليل كمية الغاز** تؤدي إلى تقليل عدد جسيمات الغاز وبالتالي تقل التصادمات فيقل الضغط عند ثبوت حجم الوعاء ودرجة الحرارة.

• من التطبيقات الهامة على العلاقة بين الضغط وكمية الغاز هي:

✓ زيادة وتقليل كمية الغاز داخل إطارات السيارات .

✓ عبوات الرذاذ ، حيث ينتقل الغاز من الحيز ذو الضغط العالي للحيز ذو

الضغط الأقل تحت تأثير الغاز الدفعي ذو التركيز العالي داخل العبوة.

➤ **ماذا تتوقع أن يحدث في الحالات التالية مع ذكر السبب :**

1- **إضافة كمية كبيرة من الهواء داخل إطار السيارة .**

- **التوقع :** يزداد الضغط إلى أن ينفجر الاطار.

- **السبب :** لأن زيادة كمية الغاز تؤدي لزيادة عدد جسيمات الغاز وبالتالي تزداد التصادمات بين جسيمات الغاز وجدران الإطار ما يؤدي لانفجاره .

2- **تقليل كمية الغاز داخل إطار السيارة .**

- **التوقع :** يقل الضغط.

- **السبب :** لأن تقليل كمية الغاز تؤدي لتقليل عدد جسيمات الغاز وبالتالي تقل التصادمات بين جسيمات الغاز وجدران الإطار .



**3- عند مضاعفة كمية الغاز ثلاث مرات داخل وعاء ذو حجم ثابت.**

- **التوقع :** يتضاعف الضغط ثلاث مرات .
- **السبب :** لأن مضاعفة عدد جسيمات الغاز إلى ثلاثة أضعاف تؤدي إلى زيادة الضغط بنفس الضعف ، حيث أن العلاقة طردية بين كمية الغاز والضغط .

**4- عند تقليل كمية الغاز للنصف داخل وعاء ذو حجم ثابت .**

- **التوقع :** يقل الضغط للنصف .
- **السبب :** لان تقليل عدد جسيمات الغاز إلى النصف في حجم ثابت يؤدي لتقليل الضغط للنصف .
- **يندفع السائل المحبوس داخل عبوات الرذاذ عند الضغط على الصمام .علل.**
- لأنها تحتوي على غاز دفعي تحت ضغط مرتفع و عند الضغط على زر عبوة الرذاذ يحدث فتحة بين داخلها و الهواء خارجها و بالتالي يندفع الغاز الدفعي ذو الضغط المرتفع الموجود داخل عبوة الرذاذ إلى المنطقة الخارجية ذات الضغط الأقل حاملا معه السائل إلى الخارج على شكل رذاذ.

**2- حجم الوعاء L " عند ثبوت كمية الغاز ودرجة الحرارة ":**

- العلاقة بين حجم الوعاء والضغط علاقة عكسية وذلك عند ثبوت درجة الحرارة وكمية الغاز.
- **زيادة حجم الوعاء** الذي يشغله الغاز ، يؤدي إلى زيادة المسافات البينية بين جسيمات الغاز فتقل التصادمات فيما بينها فيقل الضغط .
- **تقليل حجم الوعاء** الذي يشغله الغاز ، يؤدي إلى تقليل المسافات البينية بين جسيمات الغاز فتزداد التصادمات فيما بينها فيزداد الضغط.

✓ **لاحظ أن :** عند ثبوت كمية الغاز ودرجة الحرارة فإن زيادة حجم الوعاء برفع يد المكبس تعني

تقليل الضغط ، وتقليل حجم الوعاء بضغط يد المكبس تعني زيادة الضغط .

- يقل حجم الغاز المحبوس بزيادة الضغط على الوعاء عند ثبوت درجة الحرارة .علل.
- لأن زيادة الضغط يؤدي إلى تقليل المسافات البينية بين جسيمات الغاز ، فيقل الحيز الذي تشغله تلك الجسيمات .
- تقليل حجم الوعاء يؤدي لزيادة الضغط داخل الوعاء .علل.
- لأن تقليل حجم الوعاء يعمل على تقليل المسافات البينية بين جزيئات الغاز فتزداد التصادمات بين جسيمات الغاز والجدار الحاوي لها فيزداد الضغط.
- زيادة حجم الغاز المحبوس يؤدي إلى تقليل الضغط عند ثبوت درجة الحرارة . علل.
- لأن زيادة حجم الغاز يؤدي إلى زيادة المسافات البينية بين جزيئات الغاز فتقل عدد التصادمات فيقل الضغط.

### 3- درجة الحرارة T " عند ثبوت كمية الغاز و حجم الوعاء " :

- العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة المطلقة علاقة طردية وذلك عند ثبوت حجم الوعاء وكمية الغاز.
- درجة الحرارة هي العامل الوحيد المؤثرة على الطاقة الحركية لجسيمات الغاز .
- **زيادة درجة الحرارة** تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز ، مما يجعل التصادمات بين جسيمات الغاز وجدار الوعاء الحاوي لها أكبر وبالتالي تمارس ضغطاً أكبر .
- **عند خفض درجة الحرارة** تقل الطاقة الحركية لجسيمات الغاز وتتحرك ببطء وبالتالي تقل قوة التصادم بجدران الوعاء الحاوي لها فيقل الضغط .

### ➤ أكياس البطاطا الجاهزة تبدو وكأنها منتفخة عند وضعها في أماكن تصلها الشمس؟

- عندما تكتسب الجسيمات طاقة حرارية فإن متوسط سرعة حركة جسيمات الغاز يزداد و يزداد معدل و قوة تصادم جزيئات الغاز مع جدران الوعاء و بالتالي تمارس ضغطاً أكبر.

### ➤ خطورة إلقاء عبوة رذاذ في النار بعد استخدامها؟

- لأنها تحتوي على غازات تحت ضغط مرتفع و بارتفاع درجة الحرارة يزداد متوسط الطاقة الحركية للجزيئات فيزداد معدل التصادمات و قوتها بين جسيمات الغاز و جدران العبوة فيزداد الضغط داخلها مما يؤدي إلى انفجارها و التسبب في اضرار.

### ➤ تملأ إطارات السيارات بكمية من الهواء صيفا أقل منها شتاء . علل.

- صيفا ترتفع درجة الحرارة و يزداد متوسط طاقة حركة جزيئات الغاز و يزداد معدل و قوة تصادماتها مع جدار الاطار فيزداد الضغط داخل الاطار مما قد يؤدي إلى انفجاره بذلك تقل كمية الهواء داخله صيفا، شتاء تنخفض درجة الحرارة و يقل متوسط طاقة حركة جزيئات الغاز و يقل معدل و قوة تصادماتها مع جدار الاطار فيقل الضغط داخل الاطار لذلك نزيد كمية الهواء داخله شتاء .



## أسئلة تطبيقية

1- عند رفع درجة الحرارة المطلقة لغاز ما إلى الضعف وعند ثبوت الحجم ، فإن ضغطه :

يقل للنصف.  لا يتغير.

يزيد إلى المثلين.  يقل للربع.

2- عند زيادة حجم الوعاء الحاوي لغاز ما إلى الضعف وعند ثبوت درجة الحرارة وكمية الغاز ، فإن الضغط:

يقل للنصف.  لا يتغير.

يزيد للمثلين.  يقل للربع.

3- عند زيادة الضغط إلى ثلاثة أمثال وعند ثبوت درجة الحرارة وكمية الغاز ، فإن حجم الوعاء.

يقل لثلاثة أمثال.  لا يتغير.

يقل للربع.  يزيد إلى ثلاثة أمثال.

4- عند تقليل كمية الغاز المحبوسة داخل وعاء إلى الربع وعند ثبوت درجة الحرارة والحجم ، فإن الضغط :

يقل لثلاثة أمثال.  يتضاعف .

لا يتغير.  يقل للربع.

## 5- قوانين الغازات :

## ✓ تذكر أن :

- لوصف حالة غاز ما نحتاج لاستخدام كميات يمكن أن تقاس مثل الضغط والحجم و الحرارة وكمية الغاز ، وذلك من خلال قوانين الغازات.
- عند الظروف القياسية يكون الضغط 101.3 Kpa و درجة الحرارة 273 K.

## ➤ ترتفع كتل الهواء الساخن فوق الهواء البارد ؟

- لأن الهواء الساخن أقل كثافة من الهواء البارد

## ➤ يرتفع المنطاد إلى أعلى عند تسخين الهواء المحبوس فيه ؟

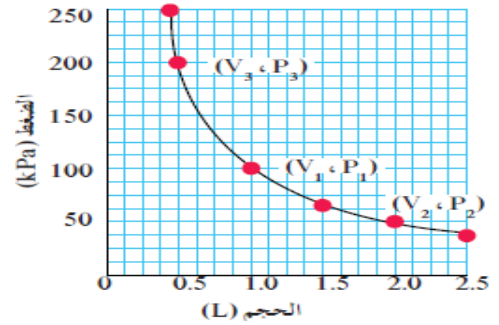
- لأنه عند تسخين الهواء المحبوس في المنطاد تزداد متوسط طاقته الحركية فيزداد حجمه وبالتالي تقل كثافته فيرتفع لأعلى.

## 1- قانون بويل " العلاقة بين الضّغط و الحجم " :

## قانون بويل :

يتناسب الحجم الذي تشغله كمية معينة من غاز ما تناسباً عكسياً مع ضغط الغاز عند درجة حرارة ثابتة.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



## ➤ يقل حجم الغاز بزيادة الضغط عند ثبوت الحرارة. علل.

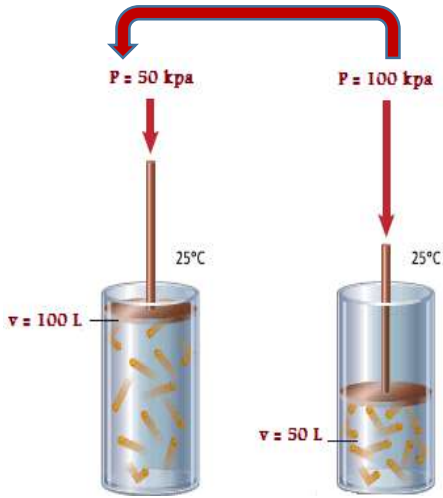
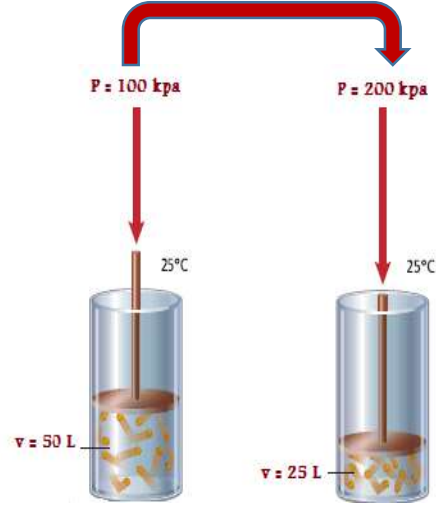
- لأن المسافات البينية بين جزيئات الغاز كبيرة ولا توجد قوى تنافر بينها و عند زيادة الضغط تقترب جزيئات الغاز من بعضها البعض و يصغر حجمه بشكل كبير.

## ➤ يتضاعف ضغط الغاز المحبوس عندما يقل الحجم إلى النصف عند ثبوت الحرارة. علل.

- لأن تقليل الحجم إلى النصف يضاعف عدد التصادمات لجسيمات الغاز مع جدران الوعاء و بالتالي يتضاعف الضغط.

➤ بمضاعفة الضغط يقل الحجم للنصف .

- الحجم الذي تشغله كمية معينة من الغاز عند ضغط 100 Kpa يكون ضعف الحجم الذي تشغله نفس الكمية عند ضغط 200 وذلك عند ثبوت درجة الحرارة.



➤ بتقليل الضغط للنصف يزداد الحجم للضعف.

- الحجم الذي تشغله كمية معينة من الغاز عند ضغط 100 Kpa يكون نصف الحجم الذي تشغله نفس الكمية عند ضغط 50 Kpa وذلك عند ثبوت درجة الحرارة.

### أسئلة تطبيقية

❖ اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي:

1- القانون الذي يوضح العلاقة بين حجم كمية معينة من الغاز وضغطها عند ثبوت درجة حرارتها المطلقة يسمى قانون :

بويل .

تشارلز .

جاي لوساك .

دالتون للضغوط .

2- عند مضاعفة الضغط الواقع على كمية محددة من غاز مع ثبوت درجة حرارتها ، فإن حجمها :

يزيد إلى الضعف .

لا يتغير .

يقل إلى الربع .

يقل إلى النصف .

3- عينة من غاز الأرجون تشغل حجماً قدره ( 250 mL ) عندما كان ضغطها ( 202.6 kPa ) . فإذا أصبح ضغطها ( 506.5 kPa ) مع ثبوت درجة الحرارة ، فإن حجمها يصبح تقريباً :

100 mL 500 mL 0.04 mL 375 mL 

4- عينة من غاز الهيدروجين تشغل حجماً قدره ( 4 L ) تحت ضغط ( 202,6 kPa ) ، فإذا ظلت درجة حرارتها ثابتة ، وأصبح حجمها ( 8 L ) فإن ضغطها يصبح :

101.3 kPa 303.9 kPa .706.8 kPa 405.2 kPa 

▪ يتغير ضغط 4L من غاز التخدير من 105 Kpa إلى 40.5 Kpa . احسب الحجم الجديد عند ضغط 40.5 Kpa مع افتراض ثبات درجة الحرارة.

---



---



---



---

▪ سمح لغاز حجمه 500 ml عند ضغط 205 Kpa بالتمدد ليصبح 1.2 L احسب الضغط في الوعاء إذا ظلت درجة الحرارة ثابتة.

$$1L = 1000 ml$$

---



---



---



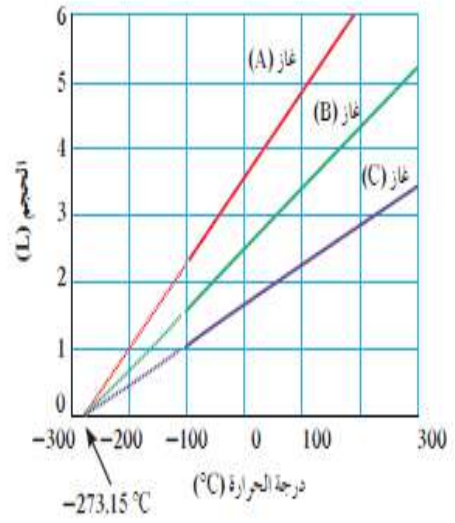
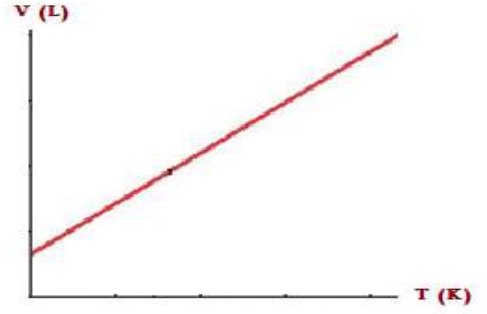
---

## 2- قانون تشارلز " العلاقة بين الحجم و درجة الحرارة " :

## قانون تشارلز :

يتناسب حجم كمية معينة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة بالكلفن عند ثبات الضغط وكمية الغاز.

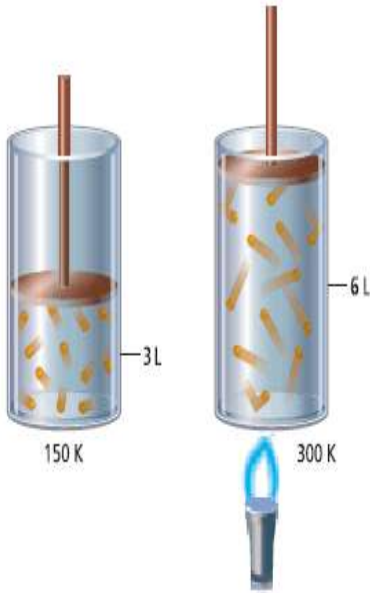
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

الصفر المطلق 0 K أو  $-273^{\circ}\text{C}$  :

هي أقل درجة حرارة ممكنة أي هي درجة الحرارة التي تساوي عندها متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز صفراً نظرياً.

- العلاقة البيانية بين حجم كمية معينة من الغاز ودرجة حرارته تعطي خطاً مستقيماً يقطع نقطة " في الجزء السالب " تعرف بدرجة الصفر المطلق .
- في مقياس كلفن لدرجة الحرارة تقابل درجة الصفر كلفن 0K درجة  $^{\circ}\text{C}$   $-273$  .

$$T (\text{K}) = T (^{\circ}\text{C}) + 273$$



➤ بزيادة درجة الحرارة يزداد متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز فتزداد المسافات البينية بين الجسيمات الغازية فيزداد الحجم " تقل الكثافة " عند ثبوت الضغط.

➤ يكون مقياس العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة من الناحية العملية في مدى محدود فقط. على.

- لأن الغازات تتكثف عند درجات حرارة منخفضة لتكون سوائل.

➤ أكياس البطاطا الجاهزة تبدو وكأنها منتفخة عند وضعها في أماكن تصلها الشمس؟

- عندما تكتسب الجسيمات طاقة حرارية فإن متوسط سرعة حركة جسيمات الغاز يزداد وتزداد المسافات البينية بين الجسيمات فيزداد حجم الغاز داخل الكيس.

➤ ما هو تأثير رفع حرارة غاز ما في بالون عند ثبات الضغط؟

- يزداد متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز و كلما ازدادت الطاقة الحركية زاد معدل التصادمات و قوتها مع جدران البالون فيزداد ضغط الغاز الداخلي على جدران البالون فتزداد المسافات البينية بين جزيئات الغاز و التي تعمل على زيادة حجم البالون.



## أسئلة تطبيقية

## ❖ اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي:

1- القانون الذي يوضح العلاقة بين حجم كمية معينة من الغاز و درجة حرارته المطلقة عند ثبوت الضغط يسمى قانون :

بويل .  جاي لوساك .

تشارلز .  دالتون للضغوط.

2- درجة الحرارة التي يتلاشى عندها متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز نظريا هي:

273 K  -273 °C

0 °C  -273 K

3- كمية معينة من غاز الأوكسجين تشغل حجماً قدره ( 8 L ) عند درجة حرارة ( 27 °C ) فإذا سخنت إلى درجة ( 420 K ) مع ثبوت الضغط ، فإن حجمها يساوى :

124.4 L  43.5 L

11.2 L  106 L

➤ تشغل عينة غاز 6.8 L عند درجة حرارة 290 K ، ما الحجم الذي ستشغله عند درجة حرارة 25 °C مع بقاء الضغط ثابتا.

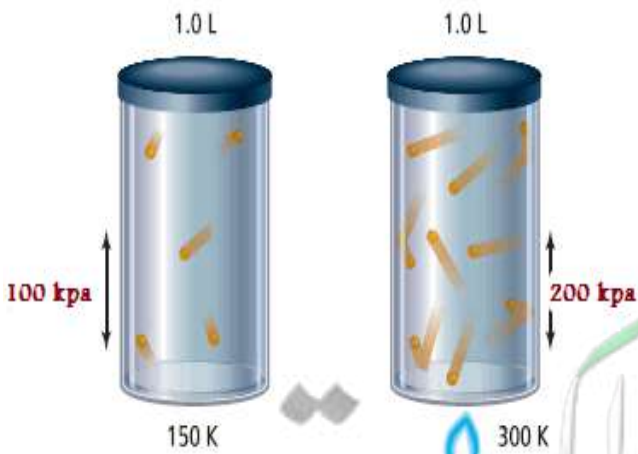
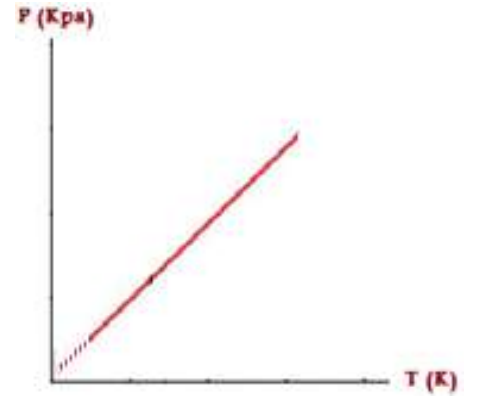
➤ تشغل عينة هواء 5L عند درجة حرارة  $^{\circ}\text{C}$  -50 ، ما الحجم الي ستشغله عند درجة حرارة  $^{\circ}\text{C}$  100 مع بقاء الضغط ثابتا.

### 3- قانون جاي لوساك " العلاقة بين الضغط و درجة الحرارة " :

#### قانون جاي لوساك :

عند ثبات الحجم فإن ضغط كمية معينة من الغاز يتناسب طرديا مع درجة حرارتها المطلقة .

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



➤ زيادة درجة حرارة كمية معينة من الغاز تؤدي لزيادة الضغط وذلك عند ثبات الحجم، لذلك يزداد الضغط في إطار السيارات صيفا والعكس شتاءا مع انخفاض درجات الحرارة.

➤ لا تحرق، أو تخزن عبوات الرذاذ فوق درجات حرارة معينة. علل.

- لأن ضغط الغاز المحبوس داخل تلك العبوات يرتفع عند تسخينه و إذا زاد عن الحد المحتمل يمكن أن ينفجر الوعاء ويسبب أضرار جسيمة.

➤ يجب فحص إطارات السيارات قبل القيادة في فصل الصيف ؟ / علل : تملأ إطارات السيارات بكمية من الهواء صيفا أقل منها شتاء ؟

- صيفا ترتفع درجة الحرارة و يزداد متوسط طاقة حركة جزيئات الغاز و يزداد معدل و قوة تصادماتها مع جدار الاطار فيزداد الضغط داخل الاطار مما قد يؤدي إلى انفجاره بذلك تقلل كمية الهواء داخله صيفا شتاء تنخفض درجة الحرارة و يقل متوسط طاقة حركة جزيئات الغاز و يقل معدل و قوة تصادماتها مع جدار الاطار فيقل الضغط داخل الاطار لذلك نزيد كمية الهواء داخله شتاء .

➤ أكياس البطاطا الجاهزة تبدو وكأنها منتفخة عند وضعها في أماكن تصلها الشمس؟

➤ يزداد ضغط غاز ما في وعاء مغلق عند حجم ثابت بارتفاع درجة حرارته. علل.

- عندما تكتسب الجسيمات طاقة حرارية فإن متوسط سرعة حركة جسيمات الغاز يزداد و يزداد معدل و قوة تصادم جزيئات الغاز مع جدران الوعاء و بالتالي تمارس ضغطا أكبر.

➤ يزداد الضغط عند تسخين غاز في وعاء مغلق. علل.

- عند ارتفاع درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية للجزيئات فتتحرك الجزيئات بسرعة لتصطدم بجدران الوعاء فيزداد معدل التصادمات وقوتها مع جدران الوعاء مما يزيد الضغط لأن الضغط ينشأ عن اصطدام جزيئات الغاز بجدران الوعاء.

## أسئلة تطبيقية

❖ اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي:

1. إناء من الحديد حجمه ( 400 mL ) وضعت به عينة من غاز الهيليوم تحت ضغط ( 41.32 kPa ) وعند درجة ( 37 °C ) ، فإذا ظل حجم الإناء ثابت ، وتغيرت درجة الحرارة إلى ( 173 °C ) ، فإن ضغط الغاز يصبح :

59.44 kPa

59.44 atm

1.32 kPa

101.3 kPa

2. عينة من الهواء موضوعة في إناء حجمه ثابت تحت ضغط قدره ( 50.65 kPa ) ، ودرجة ( 0 °C ) ، فإذا أصبح ضغطها ( 101.3 kPa ) فإن درجة حرارتها تساوي :

380 °C

546 °C

273 °C

380 °C

➤ ضغط الهواء في إطار سيارة هو 198 Kpa عند درجة حرارة 27 °C وفي نهاية الرحلة في يوم مشمس حار ارتفع

الضغط إلى 225 Kpa ، فما درجة الحرارة داخل الإطار بفرض أن الحجم لم يتغير.

---



---



---

➤ عينة من غاز النيون موجودة في إناء من الفولاذ درجة حرارته 27 °C تحت ضغط 1.1 Kpa احسب ضغط

الغاز في الإناء إذا سخن إلى درجة 327 °C.

---



---



---

## 4- القانون الموحد للغازات :

- القانون الموحد للغازات جمع بين المتغيرات الثلاثة [ P, V, T ] و ذلك عند ثبات كمية الغاز n .

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

- يمكن استنباط القوانين السابقة منفردة من القانون الموحد و ذلك بجعل أحد المتغيرات الثلاثة ثابتا .
- يمكن الحصول على قانون بويل من القانون الموحد وذلك عند ثبات قيمة درجة الحرارة المطلقة .
- يمكن الحصول على قانون تشارلز من القانون الموحد وذلك عند ثبات قيمة الضغط .
- يمكن الحصول على قانون جاي لوساك من القانون الموحد وذلك عند ثبات قيمة حجم الغاز .

## أسئلة تطبيقية

- عينة هواء حجمها 5L عند درجة حرارة  $-50^{\circ}\text{C}$  وعند ضغط 107 Kpa ، احسب الضغط الجديد عند ارتفاع درجة الحرارة إلى  $102^{\circ}\text{C}$  وتمدد الحجم إلى 7L .

---



---



---



---

- إذا كان حجم بالون مملوء بالغاز يساوي 30L عند درجة حرارة  $40^{\circ}\text{C}$  وضغط 153 Kpa فما هو حجم البالون عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين STP ؟

---



---



---



---

## 6- الغازات المثالية والنظرية الحركية:

## الغاز المثالي :

هو غاز افتراضي يحقق جميع فرضيات النظرية الحركية. عند جميع الظروف من الضغط ودرجة الحرارة.

## الغاز الحقيقي:

هو الغاز الذي يمكن اسالته تحت ضغط عالي وتبريد مرتفع.

- طبقا للنظرية الحركية للغازات فإن جسيمات الغاز المثالي تكون بدون حجم ، وتنعدم قوى التجاذب فيما بينها فلا تستطيع أن تنجذب ببعضها البعض على الإطلاق ، بالتالي يعتبر الغاز المثالي غاز افتراضي .
- الغاز الحقيقي يختلف عن الغاز المثالي في إمكانية إسالته "أي أن جسيماته لها حجم وتوجد بينها قوى تجاذب " وذلك تحت ضغط عالي ودرجة حرارة منخفضة، كما في تبريد بخار الماء إلى درجة حرارة أقل من  $100^{\circ}\text{C}$  ، ويمكن تحويله إلى صلب بالتبريد وتحت تأثير الضغط.

- يسلك الغاز الحقيقي سلوك الغاز المثالي عند درجات الحرارة المرتفعة والضغط المنخفض جدا.

## تذكر أن :

- يسمى ثاني أكسيد الكربون في الحالة الصلبة بالثلج الجاف وذلك لأن مادته تتبخر مباشرة دون أن تنصهر أي دون المرور بالحالة السائلة ، وتصل درجة حرارته إلى  $-74^{\circ}\text{C}$  ، وهو يحرق الجلد عند ملامسته .

➤ لا وجود للغاز المثالي أو الغاز المثالي غاز افتراضي. علل.

- لأن جسيمات الغاز تملك حجم محدود وتنجذب ببعضها البعض.

➤ يمكن اسالة الغاز بالضغط و التبريد الشديدين. علل.

- لأن الضغط يعمل على اقتراب جزيئات الغاز من بعضها البعض والتبريد يعمل على تقليل الطاقة الحركية للجزيئات فتزداد قوى التجاذب بينهما مما يؤدي إلى تحولها من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة.

➤ يمكن اسالة الغاز الحقيقي فيما لا يمكن اسالة الغاز المثالي. علل.

- لأن الجسيمات في الغاز المثالي ليس لها حجم ولا ينجذب بعضها إلى بعض، أما في الغاز الحقيقي فإن الجسيمات لها حجم و توجد بينها قوى تجاذب، و الضغط و التبريد يعملان على تقارب الجسيمات فيكون لها حجم و قوة تجاذب و تتحول إلى الحالة السائلة.



## 7- قانون الغاز المثالي:

- يشتق قانون الغاز المثالي من القانون الموحد للغازات وذلك بضم متغير رابع وهو كمية الغاز في النظام ويعبر عنه بعدد المولات  $n$  و وحدته mol .
- يتناسب عدد مولات الغاز تناسبا طرديا مع عدد جسيمات الغاز و بالتالي يتناسب طرديا مع الحجم الذي يشغله.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1}$$

- إضافة عدد المولات إلى القانون الموحد للغازات و بقسمة طرفي المعادلة على  $n$  :

- عند الظروف القياسية يشغل المول الواحد لكل غاز حجم قدره **22.4 L** , ومنها يمكن إيجاد قيمة **R** ويسمى ثابت الغاز المثالي :

$$R = \frac{P \cdot V}{T \cdot n} = \frac{101.3 \times 22.4}{273 \times 1} = 8.31 \text{ kpa} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$$

## ▪ قانون الغاز المثالي :

$$P \times V = n \times R \times T$$

- يتميز قانون الغاز المثالي عن القانون الموحد للغازات بإمكانية حساب عدد مولات الغاز المحبوس وذلك بمعرفة قيم  $P, V, T$

## أسئلة تطبيقية

❖ احسب الحجم الذي تشغله كمية قدرها ( 0.5 mol ) من غاز النيتروجين ، موضوعة في إناء عند درجة حرارته ( 27 °C ) وتحت ضغط ( 202.6 kPa ) علماً بأن ( R = 8.13 )

❖ عينة من غاز ما تشغل حجماً قدره ( 2 L ) عند درجة ( 27 °C ) وتحت ضغط ( 10.13 kPa ) ، فإذا علمت أن كتلة هذه العينة تساوي ( 0.26 g ) وأن ( R = 8.13 ) ، فاحسب الكتلة الجزيئية لهذا الغاز .

❖ عينة من غاز الأكسجين كتلتها ( 8 g ) ، احسب الضغط اللازم ليصبح حجمها ( 6.15 L ) عند درجة ( 27 °C ) علماً أن ( R = 8.13 ) ، ( O = 16 )

❖ أكمل الفراغات التالية :

1. كمية معينة من غاز النيتروجين تشغل حجماً قدره (550 mL) تحت ضغط (72.94 kPa) وعند درجة (0 °C) فتكون كتلتها gm \_\_\_\_\_ ( N = 14 , R = 8.31 )
2. كمية من غاز الهيليوم كتلتها ( 16 g ) عند درجة ( 27 °C ) وتحت ضغط ( 202.6 kPa ) فإن حجمها يساوي L \_\_\_\_\_ ( He = 4 , R = 8.31 )
3. كمية معينة من غاز الأمونيا ( NH<sub>3</sub> ) كتلتها ( 68 gm ) تشغل حجماً قدره 65.6 L عند درجة ( 127 °C ) فإن قيمة ضغطها يساوي \_\_\_\_\_ ( N = 14 , H = 1 , R = 8.31 )
4. غاز مثالي محبوس في دورق حجمه 0.65 L عند درجة حرارة 25 °C فإذا كان عدد مولات الغاز يساوي 0.45 mol فإن ضغط الغاز داخل الدورق يساوي \_\_\_\_\_ علماً بأن R = 8.31
5. عدد مولات غاز الأكسجين الموجودة في 6.15 L منه وعند درجة حرارة 27 °C وضغط 202.6 Kpa تساوي mol \_\_\_\_\_.
6. درجة الحرارة اللازمة لكي تشغل عينة قدرها 0.3 mol من غاز الميثان والتي تشغل حجماً قدرة 6.15 L تحت ضغط 83 Kpa تساوي \_\_\_\_\_°C .

## 8- الجسيمات الغازية: مخالطها وحركتها

## 1- قانون الغاز المثالي والنظرية الحركية

## الغاز المثالي:

هو غاز افتراضي يحقق جميع فرضيات النظرية الحركية. عند جميع الظروف من الضغط ودرجة الحرارة.

## الغاز الحقيقي:

هو الغاز الذي يمكن اسالته تحت ضغط عالي وتبريد مرتفع.

- الغاز المثالي يخضع بدقة لفرضيات النظرية الحركية بحيث تكون جسيماته بدون حجم ولا تستطيع أن تنجذب لبعضها البعض على الإطلاق أي لا توجد قوى تجاذب بين جسيماته.
- الغاز الحقيقي يختلف عن سلوك الغاز المثالي الافتراضي في إمكانية إسالته، وفي بعض الأحيان تحويله إلى صلب بالتبريد وتحت تأثير الضغط كمثل بخار الماء الذي يتكثف إلى قطرات ماء عند تبريده.
- عند ظروف معينة من الضغط ودرجة الحرارة يمكن أن تسلك الغازات الحقيقية سلوك الغاز المثالي إلى حد كبير.

➤ علل لا وجود للغاز المثالي؟

لأن جسيمات الغاز تملك حجماً محدوداً وتنجذب بعضها لبعض وبخاصة عند درجات الحرارة المنخفضة والضغط العالية.

➤ ما الاختلاف بين سلوك الغاز الحقيقي والغاز المثالي؟

هو إمكانية إسالة الغاز الحقيقي وفي بعض الأحيان تحويله إلى صلب بالتبريد وتحت تأثير الضغط.

➤ يمكن إسالة الغاز الحقيقي بينما لا يمكن إسالة الغاز المثالي؟

لأن الجسيمات في الغاز المثالي ليس لها حجم ولا تنجذب لبعضها البعض.

الغاز الحقيقي	الغاز المثالي
• يحيد عن فرضيات النظرية الحركية للغازات	• يتبع فرضيات النظرية الحركية للغازات
• تملك جسيماته حجم محدود	• جسيماته لا حجم لها
• توجد قوى تجاذب وتنافر	• لا توجد قوى تجاذب أو تنافر
• يمكن إسالته وتحويله لصلب عند ظروف معينة من الضغط والتبريد	• لا يمكن إسالته

## 2- فرضية أفوجادرو: (العلاقة بين حجم جسيمات الغاز و عدد مولاته ) .

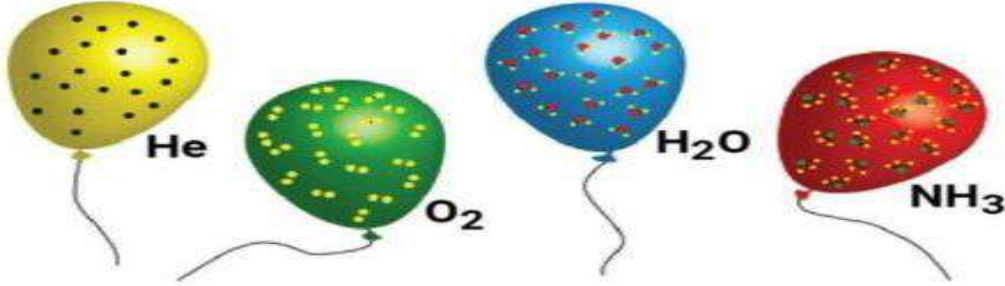
**فرضية أفوجادرو:**

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عند درجة الحرارة والضغط نفسيهما تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات.

**الحجم المولي:**

الحجم الذي يشغله مول واحد من الغاز في الظروف القياسية يساوي 22.4 L .

- افترض أفوجادرو أن جسيمات الغاز تكون متباعدة ولا يفصل بينها سوى الفراغ بالتالي فغن مجموعة الجسيمات الكبيرة نسبيا لا تتطلب فراغا كبيرا بالمقارنة مع العدد نفسه من الجسيمات الصغيرة نسبيا.
- يمكن توضيح نظرية أفوجادرو تجريبيا فعند درجة الحرارة والضغط القياسيين 273 K و 101.3 Kpa يشغل 1mol من أي غاز بصرف النظر عن حجم الجسيمات حجما قدره 22.4L ويعرف هذا بالحجم المولي .



➤ جزء غاز الكلور  $Cl_2$  أكبر ويشغل حجما أكبر من ذلك الذي يشغله جزيء غاز الهيدروجين  $H_2$  . علل.

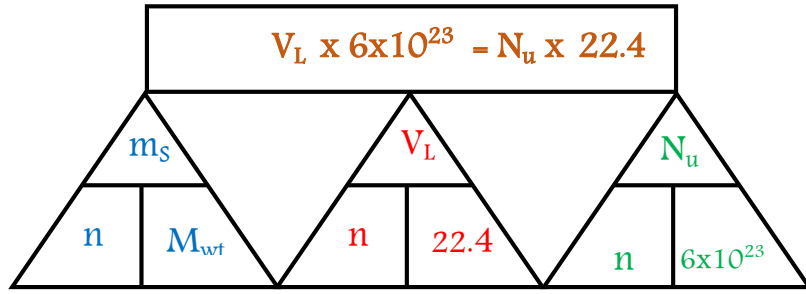
ج: لأن جزيء غاز الكلور  $Cl_2$  يحتوي على عدد كبير من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات بالتالي تكون جزيئات الكلور أكبر من الهيدروجين.

➤ الحجوم المتساوية من غازي الكلور والهيدروجين عند درجة الحرارة والضغط نفسيهما تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات. علل.

ج: لأن جسيمات الغاز تكون متباعدة ولا يفصل بينها سوى الفراغ بالتالي، فإن مجموعة الجسيمات الكبيرة نسبيا لا تتطلب فراغاً أكبر بالمقارنة مع العدد نفسه من الجسيمات الصغيرة نسبيا.

➤ حجم بالون يحتوي على 11 g من غاز ثاني أكسيد الكربون  $CO_2 = 44$  يساوي حجم بالون يحتوي على 5g من غاز النيون  $Ne = 20$  عند الظروف القياسية. علل.

ج: لأن عدد المولات في كل منهما متساوي  $n CO_2 = \frac{11}{44} = 0.25 \text{ mol}$  ،  $n Ne = \frac{5}{20} = 0.25 \text{ mol}$  وبالتالي عدد الجسيمات في كل منهما متساوي وطبقا لفرضية أفوجادرو الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عند درجة الحرارة والضغط نفسيهما تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات .

**قوانين هامة لفرضية أفوجادرو :-**

**حيث أن:**  $n$  : هي عدد المولات  $m_s$  : هي الكتلة بالجرام  
 $M_{wt}$  : هي كتلة المول  $V_L$  : هي الحجم باللتر  $N_u$  : هي عدد الجزيئات

**أسئلة تطبيقية****❖ أكمل الفراغات التالية :**

- 1- المول الواحد من غاز يشغل حجما قدرة \_\_\_\_\_ عند الظروف القياسية.
- 2- يشغل 0.22 mol من غاز النيتروجين حجما قدره \_\_\_\_\_ عند الظروف القياسية.
- 3- يشغل 0.5 mol من غاز الميثان حجما قدره \_\_\_\_\_ عند الظروف القياسية.
- 4- يحتوي المول الواحد من الغاز على \_\_\_\_\_ جسيم في الظروف القياسية .
- 5- عدد جزيئات غاز الأكسجين الموجودة في 3.36 L في الظروف القياسية تساوي \_\_\_\_\_ جزيئ.
- 6- الحجم الذي يشغله  $4.02 \times 10^{22}$  جزيئ من غاز الهيليوم عند الظروف القياسية يساوي \_\_\_\_\_ لتر.
- 7- إذا كانت ( N=14 ) فان ( و 7 ) من غاز النيتروجين  $N_2$  تشغل في الظروف القياسية حجما قدره \_\_\_\_\_ L .
- 8- حجم ( و 8 ) من غاز الأكسجين \_\_\_\_\_ حجم ( و 7 ) من غاز النيتروجين في الظروف القياسية (N=14,O=16)

1- ما الحجم الذي يشغله 0.742 mol من غاز الأرجون عند الظروف القياسية ؟

كيفية التحدث  
 KuwaitTeacher.Com



2- ما عدد جزيئات النيتروجين الموجودة في 5.12 L من الغاز عند الظروف القياسية؟

3- ما الحجم الذي يشغله  $4.02 \times 10^{22}$  جزيء من غاز الهيليوم عند الظروف القياسية؟

4- احسب الحجم بالتر الذي يشغله كل من الغازات التالية عند الظروف القياسية:

• 2.5 mol من غاز  $N_2$  علما بأن :  $Mwt(N_2) = 28 \text{ g/mol}$

• 0.6 g من غاز  $H_2$  علما بأن :  $Mwt(H_2) = 2 \text{ g/mol}$

• 0.35 mol من غاز  $O_2$  علما بأن :  $Mwt(O_2) = 32 \text{ g/mol}$

## 3- قانون دالتون للضغوط الجزئية: (العلاقة بين ضغط الغاز وعدد مولاته).

## الضغط الجزئي للغاز:

الضغط الناتج عن أحد مكونات خليط غازي إذا شغل حجماً مساوياً لحجم الخليط عند درجة الحرارة نفسها.

## قانون دالتون للضغوط الجزئية:

عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة يكون الضغط الكلي لخليط من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للخليط.

 $P_1$  $P_2$  $P_T = P_1 + P_2$ 

- من قانون الغاز المثالي  $P.V = n.R.T$  يمكن استنباط القانون التالي:  $P = N \frac{RT}{V}$
- و عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة فإن المقدار  $\frac{RT}{V}$  يصبح ثابتاً. ومنها فإن ضغط الغاز في الوعاء يتناسب طردياً مع عدد مولاته.
- عند خلط عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها البعض في نفس الوعاء سوف ينتشر كل غاز على حدة ويملأ الوعاء كله بحيث يصبح حجمه مساوياً لحجم الوعاء نفسه، ويكون لكل غاز ضغط يمثل جزءاً من الضغط الكلي داخل الوعاء.
- يسمى هذا الضغط بالضغط الجزئي للغاز، ويعتمد على عدد مولات الغاز.
- عند درجة الحرارة نفسها تملك جسيمات غازات الهواء، متوسط الطاقة الحركية نفسها ويرتبط ضغط الغاز بعدد جسيمات الغاز الموجودة في حجم معين وبمتوسط طاقتها الحركية فقط أما نوع الجسيمات فغير مهم لأن لكل جسيم القدر نفسه من المساهمة في الضغط.
- لا تتغير المساهمة الجزئية للضغط الذي يبذله كل غاز في الخليط بتغير درجة الحرارة أو الضغط أو الحجم.

➤ يحتاج المتسلق إلى قمة الجبل إلى أنابيب من غاز الأوكسجين؟ علل.

ج: لأنه كلما ارتفع لأعلى يقل الضغط الجوي الكلي فيقل الضغط الجزئي للأوكسجين والإنسان يحتاج إلى ضغط جزئي من غاز الأوكسجين لا يقل قدره عن 10.67 Kpa لكي يبقى على قيد الحياة.





## الوحدة الثانية: سرعة التفاعل

### 1- سرعة التفاعل

#### سرعة التفاعل الكيميائي:

كمية المتفاعلات التي يحدث لها تغير خلال وحدة الزمن.

- تتباين سرعات التفاعل ما بين تفاعلات سريعة وتفاعلات بطيئة، و يختلف الوقت اللازم لحدوث تفاعل من تفاعل لآخر، ويرتبط بطبيعة التفاعل نفسه كمثل **صدأ الحديد والتقدم في العمر و تكون الفحم و الألماس .**

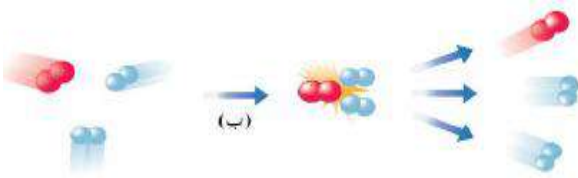
- يستخدم **غاز الإيثانين** مع غاز الأكسجين النقي في عمليات اللحام مولدة حرارة تصل لأكثر من  $3000^{\circ}C$ .
- يستخدم **غاز الإيثانين** في تسريع وتحفيز درجة نضج الفاكهة اعتمادا على طبيعته الغازية وصغر حجمه.

### 2- نظرية التصادم

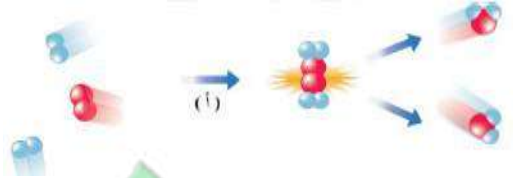
#### نظرية التصادم:

الجزيئات والذرات والأيونات التي يصطدم بعضها ببعض بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح يمكن أن تتفاعل وتكون نواتج.

- ترتبط سرعات التفاعلات الكيميائية بخواص الذرات والأيونات و الجزيئات في نموذج يعرف بنظرية التصادم حيث الجسيمات المتصادمة إذا ملكت طاقة كافية واندفعت في الاتجاه الصحيح تستطيع أن تتفاعل وتكون نواتج جديدة .



ب - إذا كانت الطاقة الحركية عند التصادم غير كافية فإن المواد المتفاعلة ترتد عند التصادم دون أن يحدث لها تغير.



أ - إذا كانت الطاقة الحركية عند التصادم كافية وفي الاتجاه الصحيح تتكون النواتج.

➤ طبقة لنظرية التصادم :

**المركب المنشط :** هو ترتيب مؤقت للجسيمات التي لها طاقة كافية لكي تكون مواد متفاعلة أو مواد ناتجة.

**طاقة التنشيط :** أقل كمية من الطاقة التي تحتاج إليها الجسيمات لتتفاعل. " حاجز التنشيط " .

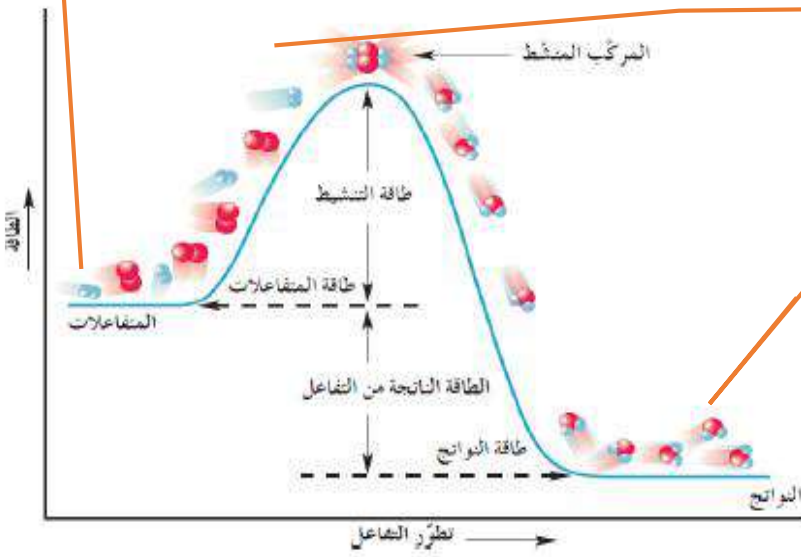
- عند تزويد الجسيمات المتصادمة " المتفاعلات " بطاقة فإن الروابط بين الجسيمات يمكنها أن تتفك مكونة **مركب منشط غير مستقر** له فترة نصف عمر  $10^{-13}$  S عند **قمة حاجز التنشيط** .

- إذا كانت الجسيمات المتصادمة **تفتقر لطاقة كافية في الاتجاه الصحيح** فإنها ترتد وتعطي المواد المتفاعلة مرة أخرى.

- كمثل عدم احتراق الفحم في الهواء

- إذا كانت **الطاقة كافية لتخطي حاجز التنشيط و توجه صحيح للذرات** تتكون النواتج .

- كمثل احتراق الفحم عند إمداده بطاقة حرارية.

➤ يسمى المركب المنشط أحيانا بالحالة الانتقالية. علل.

- لأنه غير مستقر بدرجة كبيرة لأنه ما أن يتكون حتى يتفك مرة أخرى ليعطي إما مواد متفاعلة أو يستمر ليكون النواتج إذا توافرت طاقة كافية و توجه صحيح للذرات

➤ لا يكفي تصادم جسيمات المادة مع بعضها البعض لكي تتفاعل. علل.

- لأنه وفق نظرية التصادم فإن الذرات والأيونات و الجزيئات التي يصطدم بعضها ببعض بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح يجب أن تتغلب على حاجز التنشيط لكي تتفاعل و تكون نواتج و أن يكون لها توجيه في الاتجاه الصحيح.

➤ سرعة تفاعل الكربون مع الاكسجين عند درجة حرارة الغرفة تساوي صفرا. علل.

- لأن هذا التفاعل ذو طاقة تنشيط كبيرة و عند درجة حرارة الغرفة لا تكون التصادمات بين جزيئات الاكسجين و ذرات الكربون فعالة و نشطة بدرجة كافية لكسر روابط C-O , O-O و لا تمتلك الجزيئات طاقة حركية كافية لكي تصطدم في الاتجاه الصحيح و تجتاز حاجز طاقة التنشيط , لذلك سرعة تفاعل الكربون مع الاكسجين عند درجة حرارة الغرفة تساوي صفرا.

## أسئلة تطبيقية

❖ املأ الفراغات في الجمل والعبارات التالية بما يناسبها :

- 1- تقاس سرعة التفاعل الكيميائي بكمية \_\_\_\_\_ التي يحدث لها تغير في خلال وحدة الزمن.
- 2- وفق نظرية التصادم فإن الذرات والأيونات والجزيئات يمكن أن تتفاعل وتكون نواتج عندما تصطدم بعضها ببعض إذا كانت تملك \_\_\_\_\_ كافية .
- 3- أقل كمية من الطاقة التي تحتاجها الجسيمات للتفاعل تسمى \_\_\_\_\_ .
- 4- المركب النشط عبارة عن جسيمات تتكون لحظياً عند قمة حاجز \_\_\_\_\_ .

❖ ضع علامة ( ✓ ) أما الإجابة الصحيح و ( ✗ ) أما م كل إجابة خاطئة :

1. يختلف الوقت اللازم لحدوث التفاعل بشكل ملحوظ بين تفاعل و آخر ، و يرتبط ذلك ( ) بطبيعة التفاعل نفسه .
2. غاز الإيثين شائع الاستعمال بين المزارعين حيث يحفز درجة نضوج الفاكهة من خلال ( ) سلسلة تفاعلات تسرعها طبيعته الغازية و صغر حجمه.
3. تحدث التفاعلات الكيميائية جميعها بالسرعة نفسها عند الظروف نفسها. ( )
4. كل تصادم بين الجسيمات المتفاعلة يؤدي إلى حدوث التفاعل الكيميائي. ( )
5. يمكن تغيير سرعة أي تفاعل كيميائي بتغيير ظروف التفاعل. ( )
6. في تفاعل ما يتكون المركب المنشط عند قمة حاجز التنشيط و لا يعتبر من المواد المتفاعلة أو الناتجة. ( )



## 3- العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

## 1- درجة الحرارة:

- يؤدي ارتفاع درجة الحرارة في معظم التفاعلات إلى زيادة سرعة التفاعل.
- التأثير الرئيسي لارتفاع درجة الحرارة هو زيادة عدد الجسيمات ذات الطاقة الحركية الكافية لتخطي حاجز التنشيط للتفاعل عند اصطدامها.

➤ لا يحترق الفحم بسرعة يمكن قياسها عند درجة حرارة الغرفة لكن عند امداده بطاقة كافية في صورة حرارة فإنه يحترق. علل.

- لأنه عند ملامسة اللهب فإن عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة حركية كافية لكي تصطدم تصادمات فعالة في الاتجاه الصحيح فتجتاز حاجز طاقة التنشيط تزداد وبالتالي تزداد سرعة التفاعل .

➤ ارتفاع درجة حرارة المواد المتفاعلة يؤدي إلى زيادة سرعة تفاعلها. علل.

- لأنه بارتفاع درجة حرارة الجسيمات المتفاعلة يزداد متوسط الطاقة الحركية لها فتزداد سرعتها ويزداد احتمال تصادمها مما يؤدي إلى زيادة عدد الجسيمات ذات الطاقة الحركية الكافية لكي تصطدم تصادمات فعالة في الاتجاه الصحيح وتتخطى حاجز طاقة التنشيط و بذلك تزداد سرعة التفاعل.

➤ يفسد الطعام بسرعة إذا ترك في درجة حرارة الغرفة بينما يبقى صالحا لمدة أطول عند وضعة في الثلاجة. علل.

- لأن في درجة الحرارة الغرفة تكون الطاقة كافية لإمداد جسيمات المواد المتفاعلة بالطاقة ويزداد متوسط الطاقة الحركية ويزداد عدد الجسيمات ذات الطاقة الحركية الكافية لتخطي حاجز طاقة التنشيط عند اصطدامها وتكون التصادمات بطاقة حركية كافية وفي الاتجاه الصحيح ما يساعد على إفساد الطعام بسرعة أكبر.

- بينما في الثلاجة تنخفض درجة الحرارة ويقل متوسط الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة ويقل عدد الجسيمات ذات الطاقة الحركية الكافية لتخطي حاجز طاقة التنشيط عند اصطدامها ما يؤدي إلى بقاء تفاعل فساد الطعام.

## 2- التركيز :

- زيادة عدد الجسيمات في **حجم محدد** يعمل على زيادة كلا من المتفاعلات و عدد التصادمات فيكون التفاعل أسرع .

- يمنع التدخين في المناطق التي تستخدم فيها الانابيب المعبأة بالأكسجين. علل.
- علل: يزداد توهج عود الثقاب عند وضعه في زجاجة مملوءة بغاز الأكسجين النقي. علل.
- زيادة تركيز الاكسجين يزيد تفاعل الاحتراق و في هذه المناطق يزداد تركيز الاكسجين و الحرارة الناتجة عن التدخين بالقرب من الاكسجين تؤدي الى زيادة عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة حركية كافية لكي تصطدم تصادمات فعالة في الاتجاه الصحيح و تجتاز حاجز طاقة التنشيط فتحدث عملية احتراق سريعة.

## 3- حجم الجسيمات :

- كلما صغر حجم الجسيمات زادت مساحة السطح لكتلة معينة من الجسيمات المتفاعلة.
- زيادة مساحة السطح تؤدي لزيادة كمية المادة المتفاعلة المعرضة للتفاعل ما يؤدي بدوره إلى زيادة معدل التصادمات وبالتالي زيادة سرعة التفاعل.
- من الطرق الشائعة لزيادة مساحة السطح إذابة المادة الصلبة ، أو طحنها إلى مسحوق ناعم.

- يدرك عمال المناجم أن كتل الفحم الكبيرة قد لا تشكل خطراً بقدر غبار الفحم المعلق و المتناثر في الهواء. علل.
- لأن غبار الفحم نشط للغاية و قابل للانفجار لأنه كلما قل حجم الجسيمات زادت مساحة السطح المعرضة للتفاعل و يزداد معدل التصادمات الفعالة بين جسيمات الفحم و الاكسجين مما يجعل هذه الجسيمات قابلة للتفاعل بسرعة كبيرة و بالتالي حدوث انفجار.
- يفضل طحن المادة الصلبة و تحويلها الى مسحوق ناعم أثناء التفاعل. علل.
- عند الطحن يصغر حجم جسيمات المادة و تزداد مساحة السطح لكتلة معينة و تزداد كمية المادة المعرضة للتفاعل فيزداد معدل التصادمات الفعالة و يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة حركية كافية لكي تصطدم في الاتجاه الصحيح و تجتاز حاجز طاقة التنشيط فتزيد سرعة التفاعل الكيميائي.

## أسئلة تطبيقية

❖ ضع علامة (✓) بين القوسين المقابلين لأنسب إجابة صحيحة:

1. إحدى التغيرات التالية لا يزيد من سرعة التفاعل الكيميائي :
  - زيادة درجة الحرارة
  - زيادة تركيز المواد المتفاعلة
  - زيادة حجم الجسيمات المتفاعلة
  - زيادة كمية المادة المحفزة
2. يؤدي ارتفاع درجة الحرارة في جميع التفاعلات تقريباً إلى زيادة سرعة التفاعلات بسبب زيادة :
  - احتمالية التصادمات الفعالة بين الجسيمات المتفاعلة.
  - تركيز المواد المتفاعلة.
  - حيز الغازات لنبات ضغطها.
  - طاقة حيز التنشيط اللازم لبدء التفاعل.
3. يمنع التدخين في المناطق التي تستخدم فيها الأنابيب المعبأة بالأكسجين بسبب زيادة:
  - تركيز الأكسجين في تلك المناطق.
  - احتمالية حالات الإغماء لارتفاع تركيز الأكسجين ودخان السجائر.
  - تركيز ثاني أكسيد الكربون الناتج عن السجائر والقابل للاشتعال.
  - احتمالية حدوث اشتعال للمواد القابلة للاحتراق لارتفاع تركيز الأكسجين.
4. إحدى العبارات التالية غير صحيحة حيث كلما صغر حجم الجسيمات المتفاعلة زاد :
  - ضغطها
  - معدل التصادمات
  - من سرعة التفاعل
  - نشاطها
5. أحد أشكال الفحم التالية هي الأقل نشاطاً :
  - غبار الفحم
  - الجرافيت الصلب
  - بخار الفحم
  - الفحم الساخن
6. جميع الطرق التالية تعمل على نشاط مادة صلبة متفاعلة عدا واحدة و هي:
  - تبريد هذه المادة
  - إذابتها في مذيب مناسب
  - طحن المادة وتحويلها إلى مسحوق ناعم
  - زيادة درجة حرارتها
7. أسرع التغيرات الكيميائية التالية :
  - احتراق شمعة
  - صدأ الحديد في الهواء الجوي لرطب
  - الشبخوخة مع التقدم في السن
  - نضج الفاكهة
8. إحدى العوامل التالية غير مفضل لزيادة سرعة التفاعل :
  - زيادة تركيز المواد المتفاعلة
  - إضافة مادة محفزة
  - زيادة حجم الجسيمات المتفاعلة
  - زيادة درجة الحرارة

❖ املأ الفراغات في الجمل والعبارات التالية بما يناسبها:

1. يؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى \_\_\_\_\_ سرعة التفاعل الكيميائي.
2. زيادة تركيز المواد المتفاعلة يزيد من احتمالية \_\_\_\_\_ لذلك تزداد سرعة التفاعل.
3. كلما صغر حجم الجسيمات \_\_\_\_\_ مساحة السطح لكتلة معينة من المادة المتفاعلة.
4. يمكن زيادة سطح مادة متفاعلة صلبة إما بإذابتها في مذيب مناسب أو \_\_\_\_\_.
5. تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي \_\_\_\_\_ مع حجم الجسيمات المتفاعلة .
6. احتراق كتلة كبيرة من الفحم \_\_\_\_\_ من احتراق الغبار الناعم للفحم .

❖ ضع علامة ( ✓ ) أمام الإجابة الصحيح و ( × ) أمام كل إجابة خاطئة:

1. يؤدي ارتفاع درجة الحرارة في جميع التفاعلات تقريبا إلى زيادة سرعتها. ( )
2. عدد الجسيمات المتفاعلة في حجم معين ( التركيز ) لا يؤثر في سرعة التفاعلات. ( )
3. تفاعل محلول كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة أسرع من تفاعل كلوريد الصوديوم الصلب مع نترات الفضة الصلب ( )

## 4- المواد المحفزة:

## المواد المحفزة:

مادة تزيد من سرعة التفاعل دون أن تستهلك فيه ويمكن فصلها بعد انتهاء التفاعل .

## المادة المانعة للتفاعل:

مادة تبطئ التفاعل أو تعمل على انعدامه.

- تعتبر افضل طريقة لزيادة سرعة التفاعل حيث تعمل المادة المحفزة على إيجاد الية بديلة ذات طاقة تنشيط أقل لتعطي كمية نواتج أكبر في زمن أقل .
- يمكن فصل المادة المحفزة بعد انتهاء التفاعل حيث أنها لا تتعرض لتغير كيميائي .
- المادة المحفزة لا تعتبر من النواتج أو المتفاعلات، و للدلالة على وجودها يتم كتابة صيغتها فوق سهم التفاعل .

- تفاعل غازي الهيدروجين و الأكسجين عند درجة حرارة الغرفة بطيء ، ولكن في وجود مادة محفزة كالبلاتين يكون التفاعل سريع .



- لاحظ أن حاجز طاقة التنشيط للتفاعل المحفز أكثر انخفاضاً منه في حالة التفاعل الغير المحفز مما يعني زيادة كمية النواتج في فترة زمنية معينة.

- تقوم الإنزيمات داخل جسم الإنسان بدور مهم في تسريع العمليات الحيوية المهمة كهضم البروتينات .

- يمكن التحكم في التفاعلات السريعة الغير مرغوب فيها وذلك بإضافة مادة مانعة للتفاعل حيث تعمل على تقليل سرعة التفاعل أو إبطائه .

- يفضل إضافة المواد المحفزة إلى التفاعل .علل.
- لأن المادة المحفزة تعمل على تقليل طاقة حاجز التنشيط حيث أنه يكون أكثر انخفاضاً في حالة التفاعل المحفز مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل من خلال إيجاد آلية بديلة للتفاعل بالمقارنة مع التفاعل غير المحفز .

## أسئلة تطبيقية

❖ ضع علامة (✓) بين القوسين المقابلين لأنسب إجابة صحيحة تكمل بها كل من الجمل التالية :

1. تعمل المادة المحفزة للتفاعل على :

- زيادة طاقة حاجز التنشيط  
 زيادة درجة الحرارة اللازمة لبدء التفاعل  
 تقليل كمية النواتج في فترة زمنية معينة  
 إيجاد آلية ذات طاقة تنشيط أقل للتفاعل

2. إحدى المواد التالية لا تظهر في معادلة التفاعل الكيميائي ضمن المواد الداخلة أو الناتجة :

- المواد المتفاعلة الصلبة  
 المواد المحفزة للتفاعل  
 الأيونات المتفاعلة  
 الغازات الناتجة من التفاعل

3. العامل الذي يعمل على تقليل سرعة التفاعل الكيميائي :

- زيادة درجة الحرارة  
 زيادة تركيز المواد المتفاعلة  
 تقليل حجم الجسيمات المتفاعلة  
 إضافة مادة مانعة للتفاعل

❖ املأ الفراغات في الجمل والعبارات التالية بما يناسبها :

1. الأنزيمات التي تزيد من سرعة هضم السكريات والبروتينات في جسم الإنسان تعتبر من المواد \_\_\_\_\_ لهذه التفاعلات.  
 2. يمكن زيادة سرعة التفاعل الكيميائي إما برفع درجة الحرارة أو بتقليل حجم الجسيمات المتفاعلة أو بزيادة تركيز المواد المتفاعلة أو بإضافة \_\_\_\_\_ .

❖ ضع علامة (✓) أما الإجابة الصحيحة و (×) أما م كل إجابة خاطئة :

1. المواد المحفزة تعمل على زيادة حاجز طاقة التنشيط للتفاعل. ( )  
 2. الأنزيمات من المواد المحفزة الحيوية التي تزيد من سرعة التفاعلات البيولوجية. ( )  
 3. يفضل التسخين في زيادة سرعة التفاعلات عن استخدام المواد المحفزة في جميع التفاعلات الكيميائية. ( )  
 4. المادة المانعة للتفاعل تعارض تأثير المادة المحفزة ما يؤدي إلى بقاء التفاعلات ( )

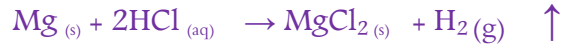
## 4- التفاعلات العكوسة والاتزان الكيميائي

تقسم التفاعلات الكيميائية على حسب درجة اكتمالها أو عدم اكتمالها إلى تفاعلات عكوسة و غير عكوسة .

## 1- التفاعلات الغير عكوسة:

## التفاعلات الغير عكوسة:

هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد حتى تكتمل بحيث لا تستطيع المواد الناتجة من التفاعل مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى.



- لا يعتبر التفاعل التالي من التفاعلات العكسية .علل .



- لأن المواد المتفاعلة تستهلك تماما و المواد الناتجة من التفاعل لا تستطيع أن تتحد بعضها مع بعض لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى.

## 2- التفاعلات العكوسة

## التفاعلات عكوسة :

هي تفاعلات لا تستمر في اتجاه واحد بحيث لا تستهلك المواد المتفاعلة كليا لتكوين النواتج فالمواد الناتجة تتحد مع بعضها ثانية لتكوين المتفاعلات مرة أخرى تحت نفس الظروف.

- في التفاعلات العكوسة المواد الناتجة من التفاعل تتحد مع بعضها البعض لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى عند نفس الظروف ويعبر عن التفاعل بسهم  $\rightleftharpoons$  .
- يكون للتفاعلات العكوسة اتجاهين :
  - الاتجاه الطردى و هو اتجاه تكوين المواد الناتجة .
  - الاتجاه العكسي وهو اتجاه تكوين المواد المتفاعلة .
- تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل موجودة في وسط التفاعل .

➤ تفاعل غاز ثاني أكسيد الكبريت مع غاز الأوكسجين لتكوين غاز ثالث أكسيد الكبريت:



$\text{SO}_2$  و  $\text{O}_2$

لا اتزان

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

اتزان

$\text{SO}_3$

لا اتزان



### تمر التفاعلات العكوسة بالمراحل التالية وصولا لمرحلة الاتزان:

**1- قبل بدء التفاعل:** يكون تركيز المواد المتفاعلة ثابت و تركيز المواد الناتجة صفر وبالتالي فإن سرعة التفاعل الطردني و العكسي تساوي صفر.

**2- أثناء التفاعل:** تبدأ تراكيزات المواد المتفاعلة تقل نتيجة التفاعل فيما بينها لتكوين المواد الناتجة خلال التفاعل الطردني و بالتالي تزداد سرعة التفاعل الطردني .

- تتكون المواد الناتجة التي بدورها تتفكك مكونة المواد المتفاعلة خلال التفاعل العكسي فيقل تركيزها وبالتالي تزداد سرعة التفاعل العكسي .

**3- مرحلة الاتزان:** تزداد وتقل تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة وتتباين سرعتي التفاعلين الطردني والعكسي إلى أن يصل التفاعل إلى مرحلة الاتزان.

- خلال مرحلة الاتزان تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة وأيضا تتساوي سرعتي التفاعلين العكسي والطردني.

## أسئلة تطبيقية

وجهة المقارنة	التفاعلات <u>الغير</u> العكوسة	التفاعلات العكوسة
مثال	$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$	$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
درجة الاكتمال	<u>مكتمل</u>	<u>غير مكتمل</u>
المواد في وسط التفاعل	<u>المواد الناتجة فقط</u>	<u>المواد المتفاعلة والمواد الناتجة</u>
الحصول على المواد المتفاعلة	<u>لا يمكن</u>	<u>يمكن</u>
حالة الاتزان	<u>لا يوجد حالة اتزان</u>	<u>يصل لحالة الاتزان</u>
تكون راسب أو تصاعد غاز	<u>يتكون راسب أو يتصاعد غاز</u>	<u>لا يتكون راسب أو يتصاعد غاز</u>

➤ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علمياً:

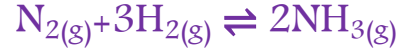
- 1- تنقسم التفاعلات الكيميائية على حسب \_\_\_\_\_ إلى تفاعلات عكوسة وغير عكوسة .
- 2- الاتجاه الطردي هو اتجاه تكوين المواد \_\_\_\_\_ .
- 3- الاتجاه \_\_\_\_\_ هو اتجاه تكوين المواد المتفاعلة.
- 4- تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل موجودة في وسط التفاعل وذلك \_\_\_\_\_ للتفاعلات .

## 5- التفاعلات العكوسة المتجانسة والغير متجانسة

## 1- التفاعلات العكوسة المتجانسة

## التفاعلات العكوسة المتجانسة:

تفاعلات عكوسة تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل في نفس الحالة الفيزيائية.



- يعتبر التفاعل التالي من التفاعلات العكوسة المتجانسة. علل.

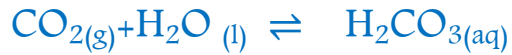


- التفاعل عكسي لأن المواد المتفاعلة لا تستهلك تماما , و المواد الناتجة من التفاعل تستطيع أن تتحد بعضها مع بعض لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى و متجانس لأن المواد المتفاعلة و الناتجة في حالة واحد من حالات المادة.

## 2- التفاعلات العكوسة الغير متجانسة

## التفاعلات العكوسة الغير متجانسة:

تفاعلات عكوسة تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل في أكثر من حالة فيزيائية.



## 6- الاتزان الكيميائي الديناميكي

## قانون فعل الكتلة:

عند ثبات درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طرديا مع تراكيز المواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته أمام كل مادة من المعادلة الكيميائية الموزونة.

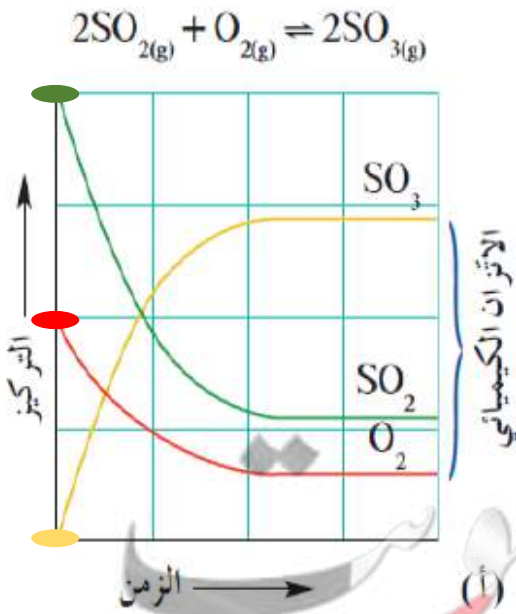
## الاتزان الكيميائي الديناميكي:

حالة النظام التي تثبت فيها تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة وبالتالي تكون سرعة التفاعل الطردي مساوية لسرعة التفاعل العكسي طالما بقي النظام بعيدا عن أي مؤثر خارجي.

- للتفاعلات العكوسة فقط يكون لها حالة اتزان.
- العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيزات المواد المتفاعلة وتسمى قانون فعل الكتلة.
- عند وصول النظام لحالة الاتزان الكيميائي الديناميكي يحدث الاتي :
  - تتساوي سرعة التفاعل الطردي مع سرعة التفاعل العكسي.
  - تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة.
- لا يتوقف التفاعل بل يستمر في كلا الاتجاهين وبنفس معدل السرعة.
- ليس بالضرورة عند الاتزان أن تكون تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة متساوية.

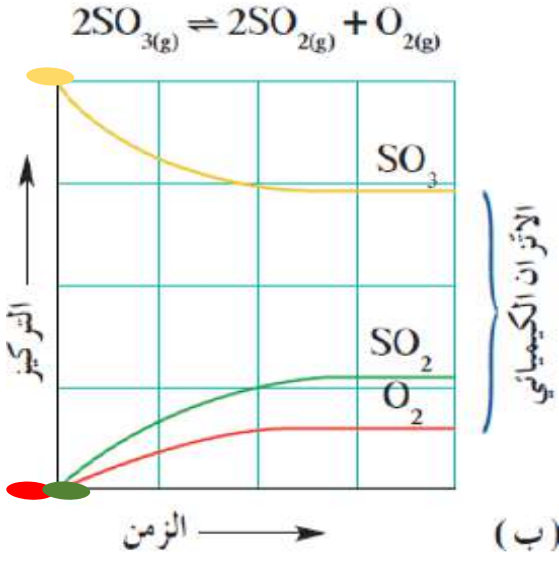
➤ تبقى تراكيز المواد المشتركة في التفاعل العكوس ثابتة طالما وصل النظام إلى حالة الاتزان الكيميائي.

- لأنه عند وصول النظام إلى حالة الاتزان الكيميائي تكون سرعة التفاعل الطردي مساوية لسرعة التفاعل العكسي.



## ❖ في المنحنى أ وهو يمثل التفاعل الطردي :

- قبل بدء التفاعل : يكون تركيز  $O_2$  و  $SO_2$  أكبر ما يمكن .
- لاحظ أن تركيز  $SO_2$  ضعف تركيز  $O_2$  ويكون تركيز  $SO_3$  صفر.
- في بداية التفاعل ، تبدأ تركيزات المواد المتفاعلة  $O_2$  و  $SO_2$  تقل ، ويبدأ تكون المواد الناتجة  $SO_3$  وصولا لحالة الاتزان.
- عند الاتزان ، نلاحظ وجود خليط من الغازات الثلاثة ولهم تراكيز ثابتة ممثلة في الخطوط المستقيمة من المنحنى وتدل على تساوي سرعتي التفاعل الطردي مع التفاعل العكسي.



❖ في المنحنى ب و هو يمثل التفاعل العكسي:

- لا يظهر في البداية سوى غاز  $\text{SO}_3$  حيث يبدأ بالتفكك مكونا غازي  $\text{SO}_2$  و  $\text{O}_2$  وصولا لمرحلة الاتزان .
- نلاحظ أن تراكيزات  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{SO}_3$  هي نفسها في المنحنى أ.
- لاحظ عند وصول التفاعل لمرحلة الاتزان **لا يشترط أن تكون تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة متساوية** ، ولكنها تكون ثابتة عند الاتزان.

## 7- موضع الاتزان

### موضع الاتزان :

عبارة عن التراكيز النسبية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند الاتزان.

- موضع الاتزان يوضح أيا من مكونات النظام سواء مواد متفاعلة أو مواد ناتجة تتواجد بتركيز أكبر عند الاتزان، فإذا تفاعل **A** مع **B** وفقا للتفاعل العكسي التالي:



- إذا كان خليط الاتزان يحتوي على تركيز كبير من **A** ، يكون تكوين **A** مفضلا ويكون التفاعل مفضل للاتجاه العكسي.

- إذا وجد أن خليط الاتزان يحتوي على تركيز كبير من **B** يكون تكوين الناتج **B** مفضلا ويكون التفاعل مفضل للاتجاه الطردني .

### ❖ تذكر أن :

- المادة المحفزة تسرع كلا من التفاعلين العكسي والطردني بقدر متساو ولا يؤثر على كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة .
- المادة المحفزة تقلل الفترة الزمنية اللازمة للوصول لحالة الاتزان.

❖ إضافة المادة المحفزة لتفاعل متزن لا تؤثر على موضع الاتزان ؟

- تقلل المادة المحفزة من طاقة التنشيط للتفاعل الطردى و العكسي , لذلك فهي تسرع التفاعل الطردى و التفاعل العكسي بدرجة متساوية من دون التأثير في كمية المواد المتفاعلة و المواد الناتجة الموجودة عند الاتزان أي أنها ببساطة تقلل الفترة الزمنية للوصول إلى الاتزان.

## أسئلة تطبيقية

❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علميا:

- 1- التفاعلات \_ \_ \_ \_ \_ فقط يكون لها حالة اتزان.
- 2- العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيزات المواد المتفاعلة تسمى \_ \_ \_ \_ \_ .
- 3- عند وصول النظام لحالة الاتزان الكيميائي الديناميكي فإن سرعة التفاعل الطردى \_ \_ \_ \_ \_ مع سرعة التفاعل العكسي.
- 4- عند وصول النظام لحالة الاتزان الكيميائي الديناميكي فإن تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة \_ \_ \_ \_ \_ .
- 5- ليس بالضرورة عند الاتزان أن تكون تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة \_ \_ \_ \_ \_ .
- 6- عند الاتزان إذا كان خليط الاتزان يحتوي على تركيز كبير من المتفاعلات , فإن موضع الاتزان يفضل الاتجاه \_ \_ \_ \_ \_ .
- 7- عند الاتزان إذا كان خليط الاتزان يحتوي على تركيز كبير من النواتج , فإن موضع الاتزان يفضل الاتجاه \_ \_ \_ \_ \_ .
- 8- تسرع كلا من التفاعلين العكسي والطردى بقدر متساو ولا تؤثر على كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة .
- 9- المادة المحفزة \_ \_ \_ \_ \_ الفترة الزمنية اللازمة للوصول لحالة الاتزان.

## 8- ثابت الاتزان Keq

## ثابت الاتزان Keq:

هو النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة من التفاعل الى حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة كل مرفوع الي الاس المساوي لعدد مولاته في المعادلة الموزونة.

- للتفاعل العكوس التالي فإن المعادلة الرياضية الدالة على ثابت الاتزان Keq :



$$K_{eq} = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$$

## ❖ تذكر أن :

- الكميات المكتوبة داخل الأقواس المربعة هي التركيزات المولارية للمواد mol / L.
- **إذا كانت  $K_{eq} > 1$** 
  - المواد الناتجة تتواجد بصورة أكبر.
  - فتكون الإزاحة في الاتجاه الطردني.
  - تكوين النواتج مفضل.
- **إذا كانت  $K_{eq} < 1$** 
  - المواد المتفاعلة تتواجد بصورة أكبر.
  - فتكون الإزاحة في الاتجاه العكسي.
  - تكوين المتفاعلات مفضل.
- ترتبط قيمة ثابت الاتزان بدرجة الحرارة وتتغير بتغيرها فقط.
- قيمة ثابت الاتزان لا تتغير ولكن يتغير موضع الاتزان.
- ثابت الاتزان للتفاعل العكسي يساوي مقلوب  $\frac{1}{K_{eq}}$  ثابت الاتزان للتفاعل الطردني.



## 9- التعبير عن ثابت الاتزان

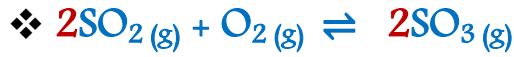
## 1- في حالة الأنظمة المتجانسة :

في الأنظمة المتجانسة و التي تكون المواد فيها في الحالة السائلة أو الغازية .

❖ عبر عن ثابت الاتزان Keq بالمعادلة الرياضية للفاعلات التالي :



$$\text{Keq} = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2}$$



$$\text{Keq} = \frac{\text{-----}}{\text{-----}}$$

## 2- في حالة الأنظمة الغير متجانسة :

- لا يعبر عن المواد الصلبة في ثابت الاتزان Keq سواء كانت في المتفاعلات أو النواتج.
- لا يعبر عن الماء السائل في ثابت الاتزان Keq إذا كان احد المواد المتفاعلة.
- يعبر عن الماء السائل إذا كان أحد المواد الناتجة من التفاعل أو إذا وجد في الحالة الغازية.



$$\text{Keq} = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$



$$\text{Keq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

➤ تعبير ثابت الاتزان لا يشتمل على المواد الصلبة. علل.

- لأن تركيز المادة الصلبة ثابت ويساوي الواحد 1M.

➤ لا يشتمل تعبير ثابت الاتزان الماء في الحالة السائلة في المتفاعلات. علل.

- لأن الماء في المتفاعلات يعمل كمذيب بالتالي يكون تركيزه ثابت ويساوي الواحد.

### أسئلة تطبيقية

#### ❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علمياً:

- 1- يعبر عن كميات المواد في ثابت الاتزان وتكون الكميات المكتوبة داخل الأقواس المربعة هي التركيزات \_  
.....
- 2- اذا كانت  $K_{eq} > 1$  فإن المواد ..... تتواجد بصورة أكبر.
- 3- اذا كانت  $K_{eq} > 1$  فتكون الإزاحة في الاتجاه ..... .
- 4- اذا كانت  $K_{eq} > 1$  فإن تكوين ..... مفضل.
- 5- اذا كانت  $K_{eq} < 1$  فإن المواد ..... تتواجد بصورة أكبر.
- 6- اذا كانت  $K_{eq} < 1$  فتكون الإزاحة في الاتجاه ..... .
- 7- اذا كانت  $K_{eq} < 1$  فإن تكوين ..... مفضل.
- 8- ترتبط قيمة ثابت الاتزان ..... وتتغير بتغيرها فقط .
- 9- ثابت الاتزان للتفاعل العكسي يساوي ..... ثابت الاتزان للتفاعل الطردي .
- 10- لا يعبر عن المواد ..... في ثابت الاتزان  $K_{eq}$  سواء كانت في المتفاعلات أو النواتج .
- 11- لا يعبر عن ..... في ثابت الاتزان  $K_{eq}$  إذا كان احد المواد المتفاعلة .
- 12- يعبر عن الماء السائل إذا كان أحد المواد الناتجة من التفاعل أو إذا وجد في الحالة ..... .

1. يتفاعل الكلور مع أكسيد النيتريك طبقاً للتفاعل المتزن التالي:



فإذا وجد عند الاتزان أن تركيز كل من ( NO , Cl<sub>2</sub> , NOCl ) هو (0.32M , 0.2M , 0.1M) على الترتيب . فاحسب قيمة ثابت الاتزان K<sub>eq</sub> لهذا التفاعل.

2. ادخل مزيج من ( NO , H<sub>2</sub> ) في وعاء سعته (2L) وعند درجة حرارة معينة حدث الاتزان التالي:



وعند الاتزان وجد ان المخلوط يحتوي على (0.02 mol) من غازي (NO , H<sub>2</sub>) ، و (0.15 mol) من غاز (N<sub>2</sub>) .  
(0.3 mol) من بخار الماء احسب قيمة ثابت الاتزان (K<sub>eq</sub>) .



## 10 - العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي

## مبدأ لوشاتيليه:

إذا حدث تغير في أحد العوامل التي تؤثر في نظام متزن ديناميكياً، يعدل النظام نفسه إلى حالة اتزان جديدة، بحيث يبطل أو يقلل من تأثير هذا التغير.

- للتفاعلات العكوسة في حالة النظام المتزن، أي تغير من أي نوع قد يسبب اضطراباً لهذا النظام المتزن، فيعدل النظام المتزن نفسه ليستعيد توازنه، ما قد يسبب في تغير كمية المواد المتفاعلة أو الناتجة سواء بالزيادة أو النقصان، و يسمى هذا الاختلاف بالإزاحة في موضع الاتزان.

## ✓ تذكر أن:

- يطبق مبدأ لوشاتيليه على جميع التفاعلات العكوسة فقط.
- في التفاعلات العكوسة: تؤدي المواد الناتجة من التفاعل الطردني دور المواد المتفاعلة في التفاعل العكسي و العكس صحيح.
- تكون الإزاحة تعويضا عن الاختلال الذي سببه :

- التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة.
- التغير في درجة الحرارة والضغط.

## 1- التركيز

**بتقليل تركيز أحد المواد المتفاعلة**

يتعرض النظام لإزاحة موضع الاتزان إلى ناحية اليسار - الاتجاه العكسي- ليعوض النقص في كمية المادة المسحوبة.

## المتفاعلات

**بزيادة تركيز أحد المواد المتفاعلة**

يتعرض النظام لإزاحة موضع الاتزان إلى ناحية اليمين - الاتجاه الطردني- ليستهلك بعضاً من كمية المادة المضافة.

- عند تغير تراكيز أحد المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة يقوم النظام المتزن بتعديل نفسه إما لتعويض النقص في أحد التراكيز أو لاستهلاكها بحيث تظل النسب بين المواد **ثابتة**، بالتالي **لا تتغير قيمة ثابت الاتزان وتظل ثابتة**.

**زيادة تركيز أحد المواد الناتجة**

يتعرض النظام لإزاحة موضع الاتزان إلى ناحية اليسار - الاتجاه العكسي - .

**النواتج****بتقليل تركيز أحد المواد الناتجة**

يتعرض النظام لإزاحة موضع الاتزان إلى ناحية اليمين - الاتجاه الطردني - .

إزاحة موضع الاتزان **لليمين** "الاتجاه الطردني" :

- إضافة كمية من  $H_2CO_3$
- تقليل تركيز أحد النواتج مثلا  $CO_2$

إزاحة موضع الاتزان **لل اليسار** "الاتجاه العكسي" :

- إضافة كمية من أحد النواتج مثلا  $CO_2$ .
- تقليل تركيز المتفاعلات  $H_2CO_3$



❖ **في النظام المتزن التالي:**  $FeCl_3 (aq) + 3 KCNS (aq) \rightleftharpoons Fe(CNS)_3 (aq) + 3KCl (aq)$

إذا علمت أن محلول  $Fe(CNS)_3$  يعطي لون أحمر دموي .

فإنه عند إضافة المزيد من كلوريد البوتاسيوم تقل شدة اللون الأحمر الدموي .علل.

- لأنه عند إضافة كلوريد البوتاسيوم يختل الإتزان ويزاح موضع الإتزان في إتجاه تكوين المواد المتفاعلة فيقل تركيز  $Fe(CNS)_3$  لذلك تقل شدة اللون الأحمر.

❖ **في النظام المتزن التالي:**  $N_2 (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2NO (g)$

لا تتغير قيمة ثابت الاتزان بإضافة المزيد من غاز الأوكسجين .

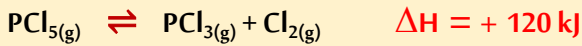
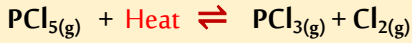
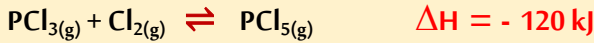
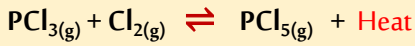
- لأنه عند إضافة المزيد من الأوكسجين يختل الإتزان ويزاح موضع الاتزان في الإتجاه الطردني ليققل من تأثير هذه الزيادة مما يؤدي إلى زيادة تركيز NO و يقلل من تركيز  $N_2$  بحيث تبقى النسبة بين تراكيزات النواتج وتراكيزات المتفاعلات  $K_{eq}$  ثابتة.

## -2 درجة الحرارة

تذكر أن: ✓

-1 درجة الحرارة هي العامل الوحيد الذي يغير من قيمة ثابت الاتزان Keq للأنظمة المتزنة.

-2 التفاعلات الحرارية تنقسم إلى:

- تفاعلات ماصة للحرارة: أي أن الحرارة أحد المواد المتفاعلة أو أن التغير في الإنثالبي له قيمة موجبة  $\Delta H = +$ - تفاعلات طاردة للحرارة: أي أن الحرارة أحد المواد الناتجة أو أن التغير في الإنثالبي له قيمة سالبة  $\Delta H = -$ ■ **زيادة درجة الحرارة أو التسخين**

يزاح موضع الاتزان في اتجاه اليسار "الاتجاه العكسي" ما يعني زيادة كمية المواد المتفاعلة و بالتالي تقل كمية المواد الناتجة .

للتفاعلات  
الطاردة  
للحرارة

■ **بتقليل درجة الحرارة أو التبريد**

يزاح موضع الاتزان في اتجاه اليمين "الاتجاه الطردي" ما يعني زيادة كمية المواد الناتجة و بالتالي تقل كمية المواد المتفاعلة .

إزاحة موضع الاتزان لليمين "الاتجاه الطردي" :

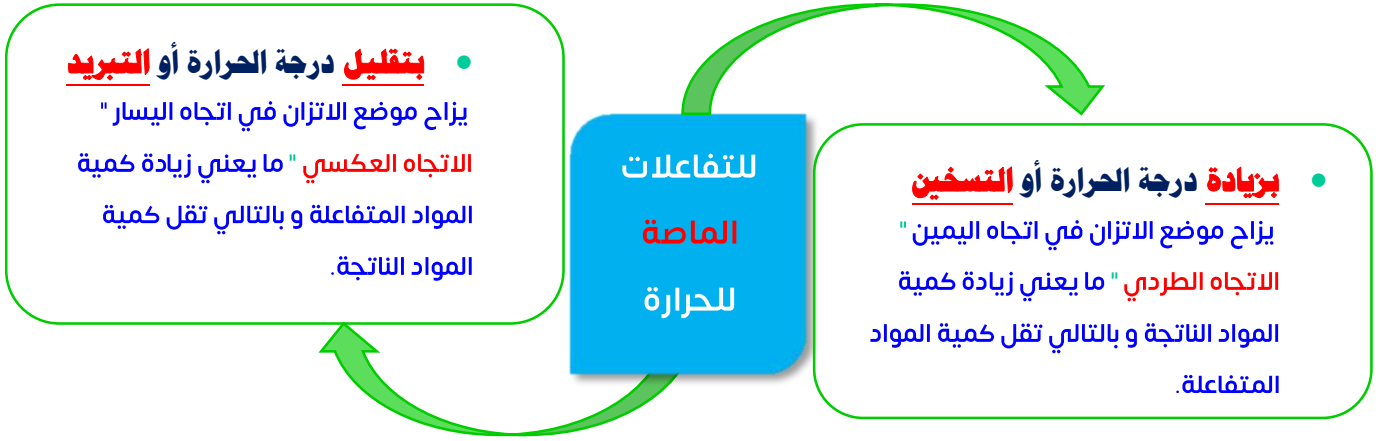
- بتقليل درجة الحرارة.
- **تزداد** قيمة ثابت الاتزان.

إزاحة موضع الاتزان لليسار "الاتجاه العكسي" :

- بزيادة درجة الحرارة.
- **تقل** قيمة ثابت الاتزان.







إزاحة موضع الاتزان لليمين "الاتجاه الطردى" :  
 ▪ بزيادة درجة الحرارة.  
 ▪ **تزداد** قيمة ثابت الاتزان.

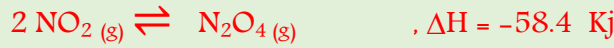


إزاحة موضع الاتزان لليسار "الاتجاه العكسي" :  
 ▪ بتقليل درجة الحرارة.  
 ▪ **تقل** قيمة ثابت الاتزان.



➤ لاحظ أنه عند التأثير على نظام متزن بتغيير درجة حرارة النظام ، فإن كمية المواد الناتجة أو المتفاعلة تتغير ، بالتالي تتغير قيمة ثابت الاتزان للنظام.

❖ غاز  $\text{NO}_2$  ( بني محمر ) يوجد في حالة اتزان مع غاز  $\text{N}_2\text{O}_4$  ( عديم اللون ) حسب المعادلة الحرارية التالية



❖ كيف يمكن تفسير اختلاف اللون البني المحمر عند وضع الدورق في مخلوط مبرد.

- عند خفض درجة الحرارة يحتل موضع الاتزان حسب مبدأ لوشاتيليه في الإتجاه الطارد للحرارة و هو الإتجاه الطردى فيقل تركيز  $\text{NO}_2$  البني المحمر ويزداد تركيز  $\text{N}_2\text{O}_4$  عديم اللون وتنشأ حالة اتزان جديدة .

❖ كيف يمكن تفسير زيادة شدة اللون البني المحمر عند وضع الدورق في درجة حرارة الغرفة .

- عند رفع درجة الحرارة يحتل موضع الاتزان حسب مبدأ لوشاتيليه في الإتجاه الماص للحرارة و هو الإتجاه العكسي فيقل تركيز  $\text{N}_2\text{O}_4$  عديم اللون ويزداد تركيز  $\text{NO}_2$  البني المحمر وتنشأ حالة اتزان جديدة .

❖ في التفاعلات الطاردة للحرارة تقل قيمة ثابت الاتزان برفع درجة الحرارة .علل .

- عند رفع درجة الحرارة يزاح موضع الاتزان في الإتجاه الماص للحرارة وهو الإتجاه العكسي حيث يزداد تركيز المتفاعلات ويقل تركيز النواتج بالتالي تقل القيمة العددية لثابت الاتزان لأنها تتغير فقط بتغير درجة الحرارة .

❖ في التفاعلات الماصة للحرارة تزداد قيمة ثابت الاتزان برفع درجة الحرارة .علل .

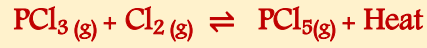
- عند رفع درجة الحرارة يزاح موضع الاتزان في الإتجاه الماص للحرارة وهو الإتجاه الطردى حيث يزداد تركيز النواتج ويقل تركيز المتفاعلات بالتالي تزداد القيمة العددية لثابت الاتزان لأنها تتغير فقط بتغير درجة الحرارة .

## أسئلة تطبيقية

## ❖ أكمل الفراغات التالية :

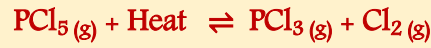
1. العامل الذي يؤثر على القيمة العددية لثابت الاتزان Keq هو \_\_\_\_\_
2. في النظام المتزن التالي:  $\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)} + 92 \text{ kJ}$  يزداد إنتاج الميثانول عند  $\text{CH}_3\text{OH}$  \_\_\_\_\_ درجة الحرارة .
3. إذا كانت قيمة ( Keq ) لنظام متزن عند درجة حرارة ( 20 °C ) تساوي (  $1.4 \times 10^{-13}$  ) وعند درجة حرارة 60 °C تساوي (  $22 \times 10^{-13}$  ) ، فهذا يعنى أن التفاعل من النوع \_\_\_\_\_ للحرارة .
4. في التفاعلات العكوسة الماصة للحرارة تزداد قيمة ثابت الاتزان عن ..... رفع درجة الحرارة .
5. في النظام المتزن التالي :  $2\text{HCl}_{(g)} + \text{F}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HF}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} + 356 \text{ kJ}$  تزداد سرعة التفاعل العكسي إذا \_\_\_\_\_ درجة الحرارة المؤثرة على النظام .
6. في النظام المتزن التالي :  $4\text{NH}_{3(g)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{N}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{Heat}$  عند رفع درجة الحرارة \_ \_\_\_\_\_ قيمة ثابت الاتزان Keq لهذا النظام .
7. في النظام المتزن التالي :  $\text{C}_2\text{H}_{6(g)} + \text{Heat} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{4(g)} + \text{H}_{2(g)}$  فإن ثابت الاتزان بهذا النظام عند 500 °C \_\_\_\_\_ من ثابت الاتزان لنفس النظام عن 750 °C .

للتفاعل الطارد للحرارة كمثل :



خفض درجة الحرارة	رفع درجة الحرارة	ما أثر تغير درجة الحرارة على
-----	-----	<u>موضع الاتزان عند :</u>
خفض درجة الحرارة	رفع درجة الحرارة	ما أثر تغير درجة الحرارة على
-----	-----	<u>قيمة ثابت الاتزان عند :</u>

للتفاعل الماص للحرارة كمثل :



خفض درجة الحرارة	رفع درجة الحرارة	ما أثر تغير درجة الحرارة على
-----	-----	<u>موضع الاتزان عند :</u>
خفض درجة الحرارة	رفع درجة الحرارة	ما أثر تغير درجة الحرارة على
-----	-----	<u>قيمة ثابت الاتزان عند :</u>

## 3- الضغط

- يقتصر تأثير التغير في الضغط على موضع الاتزان الكيميائي للتفاعلات التي لا تتساوي فيها عدد مولات المواد المتفاعلة في الحالة الغازية مع عدد مولات المواد الناتجة في الحالة الغازية فقط.
- يعدل النظام نفسه بإزاحة موضع الاتزان ليلغي تأثير زيادة أو نقصان الحجم أو الضغط المؤثر عليه لكي يستعيد قيمة ضغطه الأصلي.

▪ **بتقليل الضغط أو بسحب يد المكبس لأعلى أو بزيادة الحجم:**

يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الغازية ذات الحجم الأكبر أي في اتجاه عدد مولات المواد الغازية الأكبر، سواء كان الاتجاه الطردني أو العكسي .

**عند عدم تساوي عدد مولات المواد في الحالة**

▪ **بزيادة الضغط أو بضغط يد المكبس لأسفل أو بتقليل الحجم:**

يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الغازية ذات الحجم الأقل أي في اتجاه عدد المولات الغازية الأقل، سواء كان الاتجاه الطردني أو العكسي .

➤ **في النظام المتزن التالي:**  $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

يزداد إنتاج الأمونيا عند تقليل حجم الوعاء أو بزيادة الضغط.

— لأن التفاعل مصحوب بنقص في الحجم ، أي أن عدد مولات النواتج الغازية أقل من عدد مولات المتفاعلات الغازية لذلك عند زيادة الضغط يزاح موضع الاتزان نحو تكوين المواد ذات عدد المولات الغازية الأقل أي يزاح موضع الاتزان بالاتجاه الطردني مما يزيد من إنتاج الأمونيا.

➤ **في النظام المتزن التالي:**  $2 NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

يزداد إنتاج غاز  $NO_2$  عند زيادة حجم الوعاء أو بتقليل الضغط. على.

— عند زيادة حجم الوعاء يقل الضغط لذلك يزاح موضع الاتزان في اتجاه المواد الغازية ذات الحجم الأكبر أي في اتجاه المواد الناتجة.

➤ **في النظام المتزن التالي:**  $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$

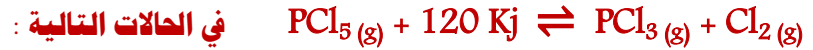
لا يتغير موضع الاتزان عند زيادة الضغط على النظام.

— لأن التفاعل غير مصحوب بتغير في الحجم، أي أن عدد مولات النواتج الغازية يساوي عدد مولات المتفاعلات الغازية لذلك عند زيادة الضغط لا يختل الاتزان ولا يتغير موضع الإتزان.

## أسئلة تطبيقية

❖ أكمل الفراغات التالية :

1. في النظام المتزن التالي :  $C(s) + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$  يزداد إنتاج غاز أول أكسيد الكربون عند \_\_\_\_\_ الضغط المؤثر على النظام .
2. في النظام المتزن التالي :  $2H_2S_{(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)} + 2SO_{2(g)}$  يزداد إنتاج غاز  $SO_2$  عند \_\_\_\_\_ حجم وعاء التفاعل .
3. في النظام المتزن التالي :  $C(s) + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$  يزداد إنتاج غاز أول أكسيد الكربون عند \_\_\_\_\_ الضغط المؤثر على النظام .
4. في النظام المتزن التالي :  $2N_2O_{5(g)} \rightleftharpoons 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$  يزداد استهلاك غاز  $N_2O_5$  عند \_\_\_\_\_ تركيز غاز  $NO_2$  .
5. في النظام المتزن التالي :  $2CO_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + C(s)$  فإن زيادة الضغط على هذا النظام يؤدي إلى \_\_\_\_\_ استهلاك غاز  $CO$  .
6. في النظام المتزن التالي :  $5CO_{(g)} + I_2O_{5(g)} \rightleftharpoons I_{2(g)} + 5CO_{2(g)}$  يزاح موضع الاتزان نحو تكوين المواد الناتجة عند \_\_\_\_\_ حجم إناء التفاعل .

➤ ماذا يحدث لقيمة ثابت الاتزان  $K_{eq}$  و لكمية  $PCl_5$  في التفاعل التالي :

1. رفع درجة الحرارة :  
.....
2. زيادة الضغط المؤثر على النظام:  
.....
3. زيادة حجم الوعاء:  
.....
4. زيادة تركيز غاز الكلور:  
.....
5. خفض درجة حرارة التفاعل:  
.....
6. سحب غاز  $PCl_3$  المتكون باستمرار:  
.....

## الوحدة الثالثة: الأحماض والقواعد

### 1- الخواص العامة للأحماض والقواعد

- كانت المواد تصنف على أنها مواد حمضية أو قاعدية بحسب طعمها، فالمواد التي تظهر حموضتها كالليمون الحامض أو الخل هي مواد حمضية ، والمواد التي تظهر مرارتها كالثوم و الكافيين هي قاعدية ، وكانت شدة المرارة أو الحموضة تحدد قوة الحمض أو القاعدة .
- نظرا لخطورة الكثير من الأحماض و القواعد وجب عدم تذوقها او لمسها بالتالي لجأ العلماء لوضع تفسير لسلوك الأحماض والقواعد.

القواعد	الأحماض
- لها طعم مر و ملمس زلق .	- لها طعم لاذع
- يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليات قوية أو ضعيفة.	- يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليات قوية أو ضعيفة.
- تغير لون الأدلة أو الصبغات الكيميائية	- تغير لون الأدلة أو الصبغات الكيميائية
- تعطي لون أزرق مع ورقة تباع الشمس.	- تعطي لون أحمر مع ورقة تباع الشمس.
- تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء.	- تتفاعل الفلزات مع المحاليل المائية للأحماض لتعطي غاز الهيدروجين
	- وتتفاعل الأحماض مع القواعد لتعطي ملح وماء .

## 2- نظريات الأحماض والقواعد

## 1- أحماض وقواعد أرهينيوس

## أحماض أرهينيوس:

هي مركبات تحتوي على هيدروجين وتتأين لتعطي كاتيونات الهيدروجين  $H^+$  في المحلول المائي.

## قواعد أرهينيوس:

هي المركبات التي تتأين لتعطي أنيونات الهيدروكسيد  $OH^-$  في المحلول المائي.

- اعتمد أرهينيوس في تصنيف المركبات على قابلية التأين في المحاليل المائية لإعطاء كاتيون الهيدروجين  $H^+$  وذلك بالنسبة للأحماض أو أنيون الهيدروكسيد  $OH^-$  بالنسبة للقواعد.
- نظرية أرهينيوس محصورة للمحاليل المائية فقط لأنه اعتمد في تفسيره على عملية التأين والتي تتم فقط في المحاليل المائية.

## ➤ عملية التأين:

- تتأين ذرة الهيدروجين في الحمض إذا كانت تكون رابطة قطبية مع ذرة ذات سالبية كهربائية عالية، وعندما يذوب مركب يحتوي على مثل هذه الروابط في الماء، ترتبط كاتيونات الهيدروجين  $H^+$  التي نتجت منه بجزيئات الماء مكونة كاتيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$ ، ما يؤدي إلى ثباتها كمثل:

## 1- كلوريد الهيدروجين:

2- حمض الأسيتيك  $CH_3COOH$ :

- نلاحظ وجود ثلاث ذرات هيدروجين متصلة بذرة الكربون بروابط قطبية ضعيفة، بالتالي فهي غير قابلة للتأين.
- بينما ذرة الهيدروجين المتصلة بذرة الأكسجين ذات السالبية الكهربائية العالية تكون قابلة للتأين:





## أولاً: أحماض أرهينيوس

## أحماض أرهينيوس:

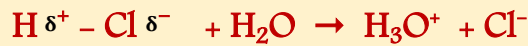
هي مركبات تحتوي على هيدروجين وتتأين لتعطي كاتيونات الهيدروجين  $H^+$  في المحلول المائي.

- طبقاً لنظرية أرهينيوس يمكن تقسيم الأحماض تبعاً لعدد ذرات الهيدروجين المتأينة إلى :

أحماض ثلاثية البروتون	أحماض ثنائية البروتون	أحماض أحادية البروتون
الأحماض التي تحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين	الأحماض التي تحتوي على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين	الأحماض التي تحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين
$H_3PO_4$	$H_2SO_4 - H_2CO_3$	$CH_3COOH - HCl - HNO_3$

ⓧ لاحظ أن :

- لا تعتبر كل المركبات التي تحتوي على ذرة هيدروجين أحماضاً كمثل  $CH_4$ .
- ليس من الضروري أن تتأين ذرات الهيدروجين كلها في الحمض إلا إذا كانت تكون رابطة قطبية قوية مع ذرة ذات سالبية كهربائية عالية.
- عندما يذوب مركب يحتوي على روابط قطبية قوية في الماء، ترتبط كاتيونات الهيدروجين التي نتجت منه بجزيئات الماء مكونة كاتيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$  ما يؤدي إلى ثباتها كمثل كلوريد الهيدروجين:



## ثانياً: قواعد أرهينيوس

## قواعد أرهينيوس:

المركبات التي تتأين لتعطي أنيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  في المحلول المائي.

## 1- هيدروكسيدات فلزات المجموعة 1A

- هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$  مادة قاعدية فعالة في إزالة الأوساخ وإزالة سد البالوعات وتنظيفها.

هيدروكسيد البوتاسيوم	هيدروكسيد الصوديوم	
1- الصوديوم والبوتاسيوم من عناصر المجموعة 1A التي تتفاعل مع الماء لتكون محاليل قاعدية ويتصاعد خلال تفاعلها غاز الهيدروجين:		التحضير
$2\text{K}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{KOH}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)} \uparrow$	$2\text{Na}_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)} \uparrow$	
2- تتفاعل أكاسيد الفلزات مع الماء لتكوين محاليل قاعدية :		الذوبان في الماء
$\text{K}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{KOH}_{(aq)}$	$\text{Na}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(aq)}$	
تكون قواعد عناصر المجموعة 1A مواد صلبة أيونية وتذوب بشدة في الماء ولذلك يمكن تحضير محاليل مركزة من تلك المركبات بسهولة ويكون تركيز أنيون الهيدروكسيد في محاليلها مرتفع .		
$\text{KOH}_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	$\text{NaOH}_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	

## 2- هيدروكسيدات فلزات المجموعة 2A

- كمثل هيدروكسيد الكالسيوم  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  وهيدروكسيد المغنيسيوم  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .
- هيدروكسيدات فلزات المجموعة 2A لا تذوب بسهولة في الماء بالتالي تكون محاليلها دائما مخففة جدا ويكون تركيز أنيون الهيدروكسيد في محاليلها منخفض .
- هيدروكسيد المغنيسيوم أقل ذوبانية من هيدروكسيد الكالسيوم وتحتوي معلقات هيدروكسيد المغنيسيوم في الماء على تركيزات منخفضة من أنيون الهيدروكسيد.

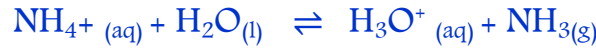
## قصور نظرية أرهينيوس

1. لا تتضمن المركبات التي لها خواص حمضية أو قاعدية.
2. محصورة بالمحاليل المائية إذ لم تعط أي تفسير لحالة المحاليل غير المائية ولم تعالجها.
3. بعض المركبات لا تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد وعند ذوبانها في الماء مثل الأمونيا تنتج محاليل مائية قاعدية مثل الأمونيا:

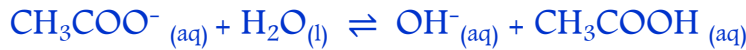


4. بعض الأملاح لا تكون محاليل متعادلة عند إذابتها في الماء ، ولم تعط نظرية أرهينيوس تفسيراً لذلك كمثل :

– كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  الذي ينتج محلولاً حمضياً عند ذوبانه في الماء :



– أسيتات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$  الذي ينتج محلولاً قاعدياً عند ذوبانه في الماء:



➤ الميثان  $\text{CH}_4$  لا يعتبر حمضاً بالرغم من أنه يحتوي على أربع ذرات هيدروجين .علل.

- ذرات الهيدروجين الأربع في مركب الميثان  $\text{CH}_4$  مرتبطة بذرة الكربون  $\text{C-H}$  بأربعة روابط قطبية ضعيفة بالتالي لا يحتوي الميثان على ذرات هيدروجين قابلة للتأين لذلك لا يعتبر حمضاً .

➤ حمض الأسيتيك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  يعتبر حمضاً أحادي البروتون .علل.

- لأن هناك ثلاث ذرات متصلة بذرة الكربون بروابط قطبية ضعيفة  $\delta^- \delta^+$  و بالتالي فهي غير قابلة للتأين وهناك ذرة واحدة متصلة بذرة الأكسجين ذات السالبية الكهربائية الكبيرة ولذلك فهي قابلة للتأين .

➤ يجب غسل الجلد جيداً بالماء في حال لمس المحاليل القلوية المركزة أو انسكابها .علل.

- لأن لها خواص كاوية تسبب ألماً شديداً وتأكلاً للجلد ولا يلتئم الجرح الذي تسببه بسرعة .

## أسئلة تطبيقية

❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علميا :

1. المادة التي تستطيع أن تزيد من تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول المائي تسمى .....
2. حمض الكبريتيك  $H_2SO_4$  من الأحماض ..... البروتون بينما حمض الفوسفوريك ..... البروتون.
3. المركبات التي تتفكك لتعطي أنيونات الهيدروكسيد في المحلول المائي تعتبر ..... حسب مفهوم أرهينيوس .
4. تتفاعل أكاسيد الفلزات القلوية مع الماء لينتج محاليل .....
5. عند إلقاء قطعة من البوتاسيوم في الماء يتكون مركب ..... وينطلق غاز الهيدروجين .
6. عند ذوبان أكسيد الصوديوم في الماء ينتج مركب صيغته الكيميائية .....
7. المحاليل المركزة من هيدروكسيد الصوديوم تسبب تآكلا للجلد بسبب خواصها .....
8. يذوب هيدروكسيد الصوديوم في الماء مكونا محلول يحتوي على أيونات ..... و .....

❖ وضح بكتابة المعادلات الكيميائية فقط ما يحدث في كل مما يلي:

1. تفاعل الصوديوم مع الماء .....
2. تفاعل أكسيد الصوديوم مع الماء .....
3. تفاعل البوتاسيوم مع الماء .....
4. تفاعل أكسيد البوتاسيوم مع الماء .....

## 2- نظرية برونستد - لوري للأحماض و القواعد

- نظرية برونستد - لوري صفت الأحماض والقواعد بحسب قدرتها على إعطاء بروتونات أو استقبالها.
- يحدث التفاعل بين حمض وقاعدة برونستد من انتقال بروتون من الحمض واستقبال القاعدة له.
- نجد أن كل حمض يرافق بقاعدة وكل قاعدة ترافق بحمض يسميان زوج الحمض / القاعدة المرافقة.

حمض	قاعدة
HCl	Cl <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O
H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>

## حمض برونستد - لوري:

المادة سواء جزئ أو أيون والتي تعطي كاتيون هيدروجين H<sup>+</sup> بروتون في المحلول وتسمى معطي بروتون .

## القاعدة المرافقة:

الحمض عندما يفقد بروتون H<sup>+</sup>.

## قاعدة برونستد - لوري:

المادة سواء جزئ أو أيون والتي تستقبل كاتيون هيدروجين H<sup>+</sup> بروتون في المحلول وتسمى مستقبل بروتون .

## الحمض المرافق:

القاعدة عندما تستقبل البروتون H<sup>+</sup> الذي فقده الحمض

1. اعتمد أرهينيوس على نظريته ليزيل أي احتمال لمشاركة المذيب ( الماء ) في عملية التفكك أما نظرية برونستد فتؤكد مشاركة المذيب في تلك العملية .

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ <p>القاعدة      الحمض      الحمض المرافق      القاعدة المرافقة</p>	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p>الحمض      القاعدة      الحمض المرافق      القاعدة المرافقة</p>
<p><b>يسلك جزئ الماء كحمض برونستد</b> لأنه فقد بروتون بينما يسلك جزئ الأمونيا NH<sub>3</sub> كقاعدة برونستد لأنه اكتسب البروتون الذي فقده الحمض.</p>	<p><b>يسلك جزئ كلوريد الهيدروجين HCl كحمض برونستد</b> لأنه فقد بروتون بينما <b>يسلك جزئ الماء كقاعدة برونستد</b> لأنه اكتسب البروتون الذي فقده الحمض.</p>

## المادة المترددة:

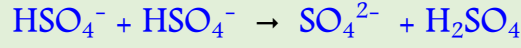
المادة التي يمكنها أن تسلك كحمض عندما تتفاعل مع القاعدة، كما يمكنها أن تسلك كقاعدة عندما تتفاعل مع الحمض.

2. في ضوء نظرية برونستد - لوري أصبح تفسير تأين الماء ممكنا حيث يسلك الماء سلوكا مترددا.



➤ يسلك أيون الكبريتات الهيدروجينية  $\text{HSO}_4^-$  سلوكا مترددا حسب تعريف برونستد - لوري. علل.

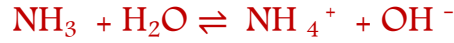
- لأن بعض جزيئاته تتفاعل كحمض يفقد بروتون والبعض الآخر يتفاعل كقاعدة تكتسب بروتون ولذلك يكون لأيون الكبريتات الهيدروجينية سلوكا مترددا.



➤ أعطت نظرية برونستد تفسيراً لقاعدية مركبات كثيرة لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  بينما أهملت

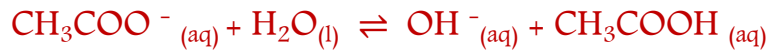
نظرية أرهينيوس تلك المركبات كمثال :

- **جزئ الأمونيا  $\text{NH}_3$**  : حيث أنه لا يحتوي على أيون الهيدروكسيد ومع ذلك ينتج محولا قاعديا عند ذوبانه في الماء :



- **ملح أسيتات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$**  : حيث أنه لا يحتوي على أيون الهيدروكسيد ومع ذلك ينتج

محولا قاعديا عند ذوبانه في الماء :



## أسئلة تطبيقية

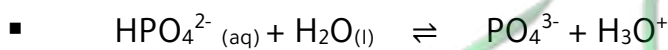
## ❖ اختر الاجابة الصحيحة لكل مما يلي:

1. أحد الأنواع التالية لا يعتبر حمضا حسب نظرية برونستد لوري هو :
- $\text{Ag}^+$    $\text{H}_2\text{O}$    $\text{NH}_4^+$    $\text{HSO}_4^-$
2. في التفاعل التالي  $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$  الحمض المرافق هو :
- $\text{HF}$    $\text{H}_3\text{O}^+$    $\text{H}_2\text{O}$    $\text{F}^-$
3. الحمض حسب نظرية برونستد لوري في التفاعل التالي  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$  هو :
- $\text{NH}_3$    $\text{H}_2\text{O}$    $\text{NH}_4^+$    $\text{H}_3\text{O}^+$

## ❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علميا:

1. عندما يفقد الحمض بروتونا يتحول إلى \_\_\_\_\_ حسب مفهوم برونستد لوري.
2. الحمض المرافق هو \_\_\_\_\_ استقبلت بروتونا .
3. القاعدة المرافقة لحمض الهيدروبيوديك HI \_\_\_\_\_ بينما صيغة الحمض المرافق للأمونيا  $\text{NH}_3$  هو \_  
\_\_\_\_\_
4. صيغة الحمض المرافق للماء \_\_\_\_\_ وصيغة القاعدة المرافقة له \_\_\_\_\_.
5. المادة الي يمكنها أن تسلك كحمض عندما تتفاعل مع القاعدة وتسلك كقاعدة عندما تتفاعل مع الحمض هي \_\_\_\_\_ .
6. في التفاعل التالي  $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$  القاعدة المرافقة هي \_\_\_\_\_ .
7. في التفاعل التالي  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$  يسلك الماء سلوك \_\_\_\_\_ .
8. في التفاعل التالي :  $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$  فإن الأزواج المترافقة : \_\_\_\_\_ //

## ❖ أكمل المعادلات التالية:



- الحمض : \_\_\_\_\_ - القاعدة : \_\_\_\_\_
- الحمض المرافق : \_\_\_\_\_ - القاعدة المرافقة : \_\_\_\_\_
- الأزواج المترافقة : \_\_\_\_\_ //



## 3- أحماض وقواعد لويس

## قاعدة لويس:

هي الجزيئات أو الأيونات التي لها قدرة على إعطاء زوج من الإلكترونات الحرة لتكون رابطة تساهمية مع جزيئات

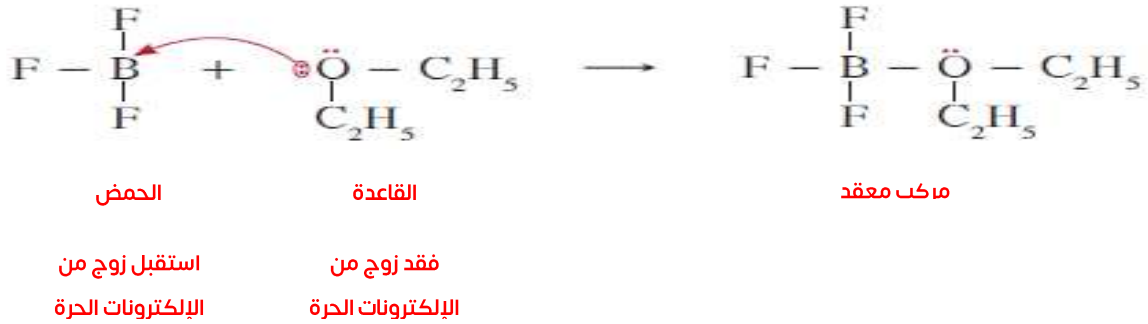
## حمض لويس:

هو المادة التي لها القدرة على استقبال زوج من إلكترونات الحرة من القاعدة لتكون معها رابطة تساهمية.

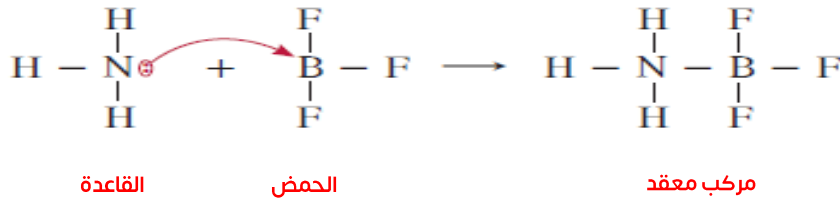
- أعطى العالم لويس تعاريف جديدة تعتمد على مشاركة زوج من الإلكترونات الحرة.
- تمتاز قواعد لويس بأنها تمتلك زوجاً أو أكثر من الإلكترونات الحرة (الغير المرتبطة).
- تمتاز أحماض لويس بأنها تستطيع أن تستقبل زوجاً من الإلكترونات.
- تتفاعل قاعدة لويس مع حمض لويس على النحو التالي:

## حمض + قاعدة ← مركب معقد ( متراكب )

1. تفاعل ثنائي إيثيل إيثر " قاعدة لويس " مع ثلاثي فلوريد البورون " حمض لويس " لإنتاج ثلاثي فلوريد البورون الإيثيري طبقاً للمعادلة الآتية:



2. يعطى الأمونيا زوجاً من الإلكترونات لذلك تعمل الأمونيا كقاعدة لويس أما حمض لويس فهو الذي يستقبل زوجاً من الإلكترونات لذلك يعمل ثالث فلوريد البورون كحمض لويس



➤ **بم تمتاز نظرية لويس عن نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري؟**

ج : تمتاز باستخدام لويس لمفهوم أكثر عمومية للحمض فاعتبر أن الحمض هو المادة القادرة على استقبال زوج الإلكترونات التي تعطيها القاعدة، كما انه استخدم زوج الإلكترونات الحرة بدلاً من البروتون لتكون الرابطة التساهمية لذلك أضاف تعريف لويس عدداً من المركبات الأخرى التي تسمى أحماض لويس.

التعريف	الحمض	القاعدة
أرهبنيوس	ينتج $H^+$	تنتج $OH^-$
برونستد لوري	يعطي $H^+$	تستقبل $H^+$
لويس	يستقبل زوج من الإلكترونات الحرة	تعطي زوج من الإلكترونات الحرة

### أسئلة تطبيقية

#### ❖ اختر الاجابة الصحيحة لكل مما يلي:

1. أحد الأنواع التالية لا يعتبر حمضا حسب مفهوم لويس و هو :

$NH_4Cl$         $KOH$         $H_2O$         $BF_3$

2. في التفاعل التالي  $Ag^+ + 2 :NH_3 \rightarrow [Ag(:NH_3)_2]^+$

- تعتبر الأمونيا حمض لويس       يعتبر كاتيون الفضة قاعدة لويس  
 يعتبر كاتيون الفضة حمض لويس       يرتبط كاتيون الفضة مع الامونيا برابطة تساهمية

#### ❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علميا :

1. في التفاعل التالي  $H_3N : + AlCl_3 \rightarrow [H_3N : AlCl_3]$

يعتبر \_\_\_\_\_ حمض لويس بينما تعتبر \_\_\_\_\_ قاعدة لويس.

2. عند تفاعل كاتيون الهيدروجين مع أنيون الهيدروكسيد  $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

فإن أنيون الهيدروكسيد يعتبر \_\_\_\_\_ لويس ، بينما \_\_\_\_\_ يعتبر حمض لويس

#### ❖ عرف حمض لويس وقاعدة لويس في كل من التفاعلات التالية:

1.  $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$  حمض لويس : \_\_\_\_\_ قاعدة لويس : \_\_\_\_\_

2.  $AlCl_3 + Cl^- \rightarrow AlCl_4^-$  حمض لويس : \_\_\_\_\_ قاعدة لويس : \_\_\_\_\_

## 3- تسمية الأحماض والقواعد

- يفرز النمل مادة تحتوي على حمض الفورميك  $\text{HCOOH}$  دفاعاً عن نفسها من الأعداء، وهي مادة حمضية تسبب تقرح في جلد الإنسان.
- هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$  مركب قاعدي يستخدم في تحضير لب الخشب والمنظفات والصابون.

## أولاً: تسمية الأحماض

- تُقسم الأحماض حسب تركيبها إلى أحماض ثنائية العنصر (غير أكسجينية) وأحماض ثلاثية العنصر (أكسجينية)

1- تسمية الأحماض الغير أكسجينية  $\text{HA}$ 

أحماض ثنائية العنصر  $\text{HA}$ :

أو الأحماض الغير أكسجينية:

هي الأحماض التي تتكون من هيدروجين  $\text{H}$  وعنصر آخر  $\text{A}$  أعلى منه سالبية كهربية.

حمض + هيدرو + اسم العنصر  $\text{A}$  + يك

صيغة الحمض	العنصر $\text{A}$	اسم العنصر $\text{A}$	اسم الحمض
$\text{HCl}$	$\text{Cl}$	كلور	حمض الهيدرو كلوريك
$\text{HF}$	$\text{F}$	فلور	حمض الهيدرو فلوريك
$\text{HBr}$	$\text{Br}$	بروم	حمض الهيدرو بروميك
$\text{HI}$	$\text{I}$	يود	حمض الهيدرو يوديك
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}$	كبريت	حمض الهيدرو كبريتيك

2- تسمية الأحماض الأكسجينية  $H_a X_b O_c$  :

الأحماض الأكسجينية ( $H_a X_b O_c$ ) :

أحماض تتكون من الهيدروجين والأكسجين وعنصر X عادة ما يكون لا فلزي و في بعض الأحيان يكون عنصر فلزي من الفلزات الانتقالية.

- تكون تسمية الأحماض الأكسجينية من خلال تحديد عدد تأكسد **n** للذرة المركزية X في الصيغة  $H_a X_b O_c$  من خلال القانون :

$$n = \frac{2c - a}{b}$$

حيث ان : **c** عدد ذرات الأكسجين ، **a** عدد ذرات الهيدروجين ، **b** عدد ذرات الذرة المركزية

المقطع الأخير	المقطع المتوسط	المقطع الأول	عدد تأكسد الذرة المركزية n
وز	اسم الذرة المركزية	هيو	+1
وز	اسم الذرة المركزية	-	+3 / +4
يك	اسم الذرة المركزية	-	+5 / +6
يك	اسم الذرة المركزية	بير	+7

عدد تأكسد الذرة المركزية X $n = +3, +4$ ( حمض + اسم العنصر x + وز )	صيغة الحمض	عدد تأكسد الذرة المركزية X $n = +1$ ( حمض + هيو + اسم العنصر x + وز )	صيغة الحمض
حمض كلوروز	$HClO_2$	حمض هيو كلوروز	$HClO$
حمض كبريتوز	$H_2SO_3$	حمض هيو بروموز	$HBrO$
حمض نيتروز	$HNO_2$	حمض هيو يودوز	$HIO$
حمض فوسفوروز	$H_3PO_3$	حمض هيو فوسفوروز	$H_3PO_2$

حالات شاذة عن قواعد التسمية طبقا لعدد تأكسد الذرة المركزية :

- الحمض الذي له الصيغة  $H_2CO_3$  يسمى حمض الكربونيك .
- الحمض الذي له الصيغة  $H_3BO_3$  يسمى حمض البوريك .

عدد تأكسد الذرة المركزية X $n = + 7$ ( حمض + <u>بير</u> + اسم العنصر x + <u>يك</u> )	صيغة الحمض	عدد تأكسد الذرة المركزية X $n = + 5 , + 6$ ( حمض + اسم العنصر x + <u>يك</u> )	صيغة الحمض
<u>حمض بير كلوريك</u>	HClO <sub>4</sub>	<u>حمض كلوريك</u>	HClO <sub>3</sub>
<u>حمض بير بروميك</u>	HBrO <sub>4</sub>	<u>حمض كبريتيك</u>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
<u>حمض بير يوديك</u>	HIO <sub>4</sub>	<u>حمض نيتريك</u>	HNO <sub>3</sub>
		<u>حمض فوسفوريك</u>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>

### ✗ أسماء بعض الأحماض العضوية الهامة :

اسم للحمض	الصيغة الكيميائية للحمض	اسم الحمض	الصيغة الكيميائية للحمض
<u>حمض البنزويك</u>	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	<u>حمض الفورميك</u>	HCOOH
<u>حمض أوكساليك</u>	HOOC- COOH	<u>حمض الأسيتيك</u>	CH <sub>3</sub> COOH

✓ **لاحظ أن :**

• ذرة الكربون تكون حمضا واحدا وهو حمض الكربونيك H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

ثانيا: تسمية القواعد

اسم الأنيون + اسم الكاتيون

اسم القاعدة	الصيغة الكيميائية للقاعدة	اسم القاعدة	الصيغة الكيميائية للقاعدة
<u>هيدروكسيد البوتاسيوم</u>	KOH	<u>هيدروكسيد الصوديوم</u>	NaOH
<u>هيدروكسيد الكالسيوم</u>	Ca(OH) <sub>2</sub>	<u>هيدروكسيد الليثيوم</u>	LiOH
<u>هيدروكسيد الحديد II</u>	Fe(OH) <sub>2</sub>	<u>هيدروكسيد المغنيسيوم</u>	Mg(OH) <sub>2</sub>

## أسئلة تطبيقية

## ❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علميا:

1. الحمض الذي له الصيغة  $H_2CO_3$  يسمى \_\_\_\_\_
2. الحمض الذي له الصيغة  $H_3BO_3$  يسمى \_\_\_\_\_
3. ذرة لا فلزية تكون حمضا أكسجينيا واحدا هي \_\_\_\_\_
4. الأحماض التي تحتوي على عنصرين أحدهما الهيدروجين تسمى أحماض \_\_\_\_\_ العنصر.
5. الأحماض الأكسجينية تحتوي على الهيدروجين و الأكسجين وعنصر ثالث غالبا ما يكون \_\_\_\_\_
6. الصيغة الكيميائية لحمض الكبريتوز هي \_\_\_\_\_ و يعتبر من الأحماض ثنائية البروتون.
7. الصيغة الكيميائية لحمض الهيدروكبريتيك هي \_\_\_\_\_
8. الصيغة الكيميائية لحمض الكلوروز هي \_\_\_\_\_
9. الصيغة الكيميائية لحمض الفوسفوريك هي \_\_\_\_\_
10. الصيغة الكيميائية لحمض الأسيتيك هي \_\_\_\_\_
11. الصيغة الكيميائية لهيدروكسيد الكالسيوم \_\_\_\_\_ و يعتبر من القواعد ثنائية الهيدروكسيد.
12. هيدروكسيد المغنيسيوم من القواعد \_\_\_\_\_ الهيدروكسيد.

## ❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علميا:

اسم القاعدة	الصيغة الكيميائية للقاعدة	اسم الحمض	الصيغة الكيميائية للحمض
_____	$HNO_3$	_____	$HClO$
<u>حمض الكبريتيك</u>	_____	<u>حمض الكلوريك</u>	_____
_____	$H_2S$	_____	$H_2SO_3$
<u>حمض الهيدروبوديك</u>	_____	<u>حمض البروموز</u>	_____
_____	$HIO_3$	_____	$H_2S$
<u>حمض الهيدروكلوريك</u>	_____	_____	$H_3BO_3$
_____	$H_3PO_4$	<u>حمض الأسيتيك</u>	_____
<u>حمض الكربونيك</u>	_____	_____	$HNO_2$

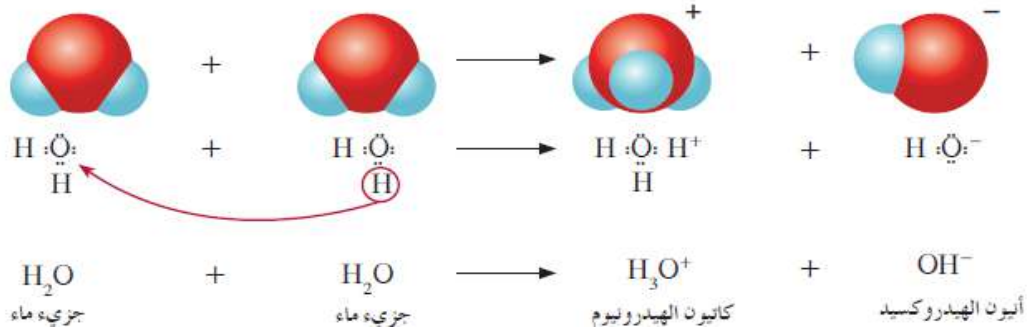
## 4- كاتيونات الهيدروجين والحموضة

## كاتيونات الهيدروجين من الماء

## التأين الذاتي للماء:

هو التفاعل الذي يحدث بين جزيئي ماء لإنتاج كاتيون هيدرونيوم وأنيون هيدروكسيد.

- تمتاز جزيئات الماء بأنها عالية القطبية وفي حركة مستمرة ينتج عنها تصادمات نشطة ذات طاقة كافية بين بعض جزيئات الماء لنقل كاتيون هيدروجين  $H^+$  من جزيء ماء إلى جزيء ماء آخر فيما يسمى بالتأين الذاتي للماء طبقا للمعادلة التالية :



- جزء الماء الذي يفقد كاتيون الهيدروجين يصبح أنيون هيدروكسيد  $OH^-$ .
- جزء الماء الذي يستقبل كاتيون الهيدروجين يصبح كاتيون هيدرونيوم  $H_3O^+$ .
- يطلق على أيونات الهيدروجين في المحاليل المائية بروتونات أو كاتيونات هيدروجين أو كاتيونات هيدرونيوم.

- لاحظ أن تفاعل التأين الذاتي للماء تفاعل عكوس:



- فتكون المعادلة الرياضية لثابت تأين الماء عند  $25^\circ C$  هي:

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

ثابتة تأين الماء  $K_w$ 

هو حاصل ضرب تركيزي كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد في الماء.



**المحلول المتعادل:**

هو المحلول الذي يتساوى فيه تركيز كاتيونات الهيدرونيوم و أنيونات الهيدروكسيد ويكون مقداره  $1.1 \times 10^{-7} M$ .

**المحلول الحمضي:**

هو المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيونات الهيدرونيوم أكبر من  $1 \times 10^{-7} M$ .

**المحلول القاعدي:**

هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أنيونات الهيدروكسيد أكبر من  $1 \times 10^{-7} M$ .

- للماء النقي عند درجة حرارة الغرفة  $25^\circ C$  يتساوى تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  مع تركيز أنيون الهيدروكسيد  $[OH^-]$  ويكون تركيز كلا منهما يساوي  $1 \times 10^{-7} M$  وهو مثال للمحاليل المتعادلة.

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-7} = 1 \times 10^{-14}$$

- ❖ عند إضافة أيونات سواء كاتيون الهيدروجين أو أنيون الهيدروكسيد إلى المحلول تحدث إزاحة لموضع الاتزان ويقل تركيز النوع الآخر من الأيونات طبقاً لمبدأ لوشاتيليه، بالتالي ليست جميع المحاليل متعادلة.

- ❖ **تتكون كمية أكبر من جزيئات الماء عند زيادة تركيز كاتيونات الهيدرونيوم في المحاليل المائية. علل.**
- لأن زيادة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول يؤدي إلى تناقص تركيز أنيون الهيدروكسيد طبقاً لمبدأ لوشاتيليه حيث تحدث إزاحة لموضع الاتزان ويقل تركيز النوع الآخر من الأيونات طبقاً للتفاعل التالي :



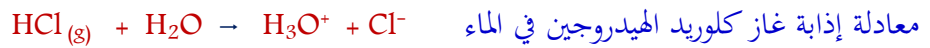
- ❖ **إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء يكون محلول حمضي. علل.**



- عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء تنطلق منه كاتيونات هيدروجين والتي بدورها تؤدي إلى زيادة تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  عن أنيون الهيدروكسيد  $[OH^-]$  الناتج من التأين الذاتي للماء فيتكون محلول حمضي.

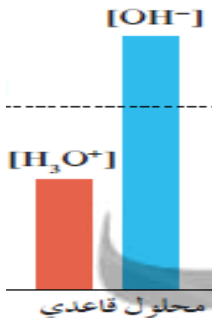


- معادلة التأين الذاتي للماء



- معادلة إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء

- ❖ **إذابة هيدروكسيد الصوديوم في الماء يكون محلول قاعدي. علل.**



- عند إذابة غاز هيدروكسيد الصوديوم تنطلق منه أنيونات هيدروكسيد بالتالي يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم الناتج من التأين الذاتي للماء أقل من تركيز أنيون الهيدروكسيد فيتكون محلول قاعدي



- معادلة التأين الذاتي للماء



- معادلة إذابة هيدروكسيد الصوديوم في الماء

✓ لاحظ أن :

• في الماء النقي عند جميع درجات الحرارة  $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{k_w}$ 

$K_w$	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	عند 25 °C
$1 \times 10^{-14}$	$1 \times 10^{-7}$	$1 \times 10^{-7}$	المحلول المتعادل
$1 \times 10^{-14}$	أقل من $1 \times 10^{-7}$	أكبر من $1 \times 10^{-7}$	المحلول الحمضي
$1 \times 10^{-14}$	أكبر من $1 \times 10^{-7}$	أقل من $1 \times 10^{-7}$	المحلول القاعدي

## أسئلة تطبيقية

## ❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علمياً

1. عند إذابة حمض في الماء فإن تركيز أنيون الهيدروكسيد في المحلول \_\_\_\_\_ عن  $1 \times 10^{-7} M$  عند 25°C .
2. إذا كانت قيمة  $K_w$  للماء النقي عند 47°C تساوي  $4 \times 10^{-14}$  فإن تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه يساوي \_\_\_\_\_ .
3. إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد في الماء النقي  $1.5 \times 10^{-7} M$  عند 47°C فإن تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه يساوي \_\_\_\_\_ .
4. محلول مائي تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه يساوي 0.01M عند 25°C فإن تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه يساوي \_\_\_\_\_ .
5. إذا كان  $[H_3O^+]$  في محلول يساوي  $1 \times 10^{-5} M$  فإن المحلول يكون (حمضي / قاعدي) \_\_\_\_\_ .
6. إذا كان  $[OH^-]$  في محلول يساوي  $3 \times 10^{-5} M$  فإن المحلول يكون (حمضي / قاعدي) \_\_\_\_\_ .
7. إذا كان  $[H_3O^+]$  في محلول يساوي  $2 \times 10^{-8} M$  فإن المحلول يكون (حمضي / قاعدي) \_\_\_\_\_ .

❖ صنف المحاليل التالية بين حمضية وقاعدية ومتعادلة عند 25°C :

المحلول	A	B	C	D	E
[OH <sup>-</sup> ]	$3 \times 10^{-2}$	-----	$1 \times 10^{-7}$	-----	$1 \times 10^{-6}$
[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	-----	$6 \times 10^{-10}$	-----	$2 \times 10^{-7}$	-----
طبيعة المحلول	-----	-----	-----	-----	-----

❖ أجب عن السؤال التالي :

إذا كان تركيز أيون الهيدروكسيد المحلول مائي عند 25°C يساوي  $1 \times 10^{-3} \text{ M}$  فما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول ؟ وهل المحلول حمضي أم قاعدي أم متعادل؟

---



---



---



---

## 5- مفهوم الأس الهيدروجيني

## الأس الهيدروجيني pH:

هي القيمة السالبة للوغاريتم العشري لتركيز كاتيون الهيدرونيوم.

## الأس الهيدروكسيدي pOH :

هي القيمة السالبة للوغاريتم العشري لتركيز أنيون الهيدروكسيد.

- يستخدم الأس الهيدروجيني بدلا من التركيز المولاري للتعبير عن تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$ .
- قانون الأس الهيدروجيني  $pH = - \log [H_3O^+]$
- قانون الأس الهيدروكسيدي  $pOH = - \log [OH^-]$

❖ عند  $25^\circ C$  ، ومن قانون ثابت تأين الماء النقي يمكن استنتاج الاتي :

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$(- \log [H_3O^+]) + (- \log [OH^-]) = - \log 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$\hookrightarrow pH = 14 - pOH$$

$$\hookrightarrow pOH = 14 - pH$$

$$\rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$\rightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

للمحلول القاعدي	للمحلول الحمضي	للمحلول المتعادل	عند $25^\circ C$
أكبر من 7	أقل من 7	يساوي 7	الأس الهيدروجيني pH
أقل من $1 \times 10^{-7}$	أكبر من $1 \times 10^{-7}$	يساوي $1 \times 10^{-7}$	$[H_3O^+]$
أقل من 7	أكبر من 7	يساوي 7	الأس الهيدروكسيدي pOH
أكبر من $1 \times 10^{-7}$	أقل من $1 \times 10^{-7}$	يساوي $1 \times 10^{-7}$	$[OH^-]$

## أسئلة تطبيقية

❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علمياً :

1. في المحلول القاعدي تكون قيمة الأس الهيدروجيني pH ..... الأس الهيدروكسيدي pOH .
2. في المحلول الحمضي تكون قيمة الأس الهيدروجيني pH ..... الأس الهيدروكسيدي pOH .
3. في المحلول المتعادل تكون قيمة الأس الهيدروجيني pH ..... الأس الهيدروكسيدي pOH .
4. إذا كانت قيمة الأس الهيدروجيني ( pH ) لمحلول ما تساوي ( 11 ) فإن قيمة الأس الهيدروكسيدي ( pOH ) في هذا المحلول تساوي .....
5. إذا كانت قيمة الأس الهيدروكسيدي ( pOH ) لمحلول ما تساوي ( 5 ) فإن قيمة الأس الهيدروجيني ( pH ) في هذا المحلول تساوي .....

❖ ضع علامة (✓) أمام أنسب عبارة تكمل كل جملة من الجمل التالية:

1. إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول مائي يساوي  $1 \times 10^{-5} \text{ M}$  عند  $25^\circ \text{C}$  فإن :
  - الأس الهيدروجيني pH للمحلول تساوي 5 والمحلول قلوي .
  - الأس الهيدروجيني pH للمحلول تساوي 5 والمحلول متعادل.
  - الأس الهيدروجيني pH للمحلول تساوي 9 والمحلول قلوي .
  - الأس الهيدروكسيدي pOH للمحلول تساوي 9 والمحلول قلوي.
2. حاصل جمع ( pH , pOH ) يساوي ( 14 ) عند (  $25^\circ \text{C}$  ) :
  - للمحاليل الحمضية فقط
  - للمحاليل المتعادلة فقط
  - للمحاليل القلوية فقط
  - لجميع المحاليل المائية.
3. المحلول الأكثر حمضية من بين المحاليل التالية والتي درجة حرارتها  $25^\circ \text{C}$  الذي يكون :
  - الأس الهيدروكسيدي له 12.
  - الأس الهيدروجيني له 3,5 .
  - تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه  $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ .
  - تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه  $1 \times 10^{-2} \text{ M}$ .

❖ أوجد قيم  $pH$  و  $pOH$  في الحالات التالية :

1. إذا كان  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-5} M$

2. إذا كان  $[OH^-] = 4.3 \times 10^{-5} M$

❖ احسب تركيز كاتيون الهيدروجين الذي أسه الهيدروكسيدي يساوي 3.7 .

❖ احسب تركيز أنيون الهيدروكسيد الذي أسه الهيدروجيني يساوي 2.5 .

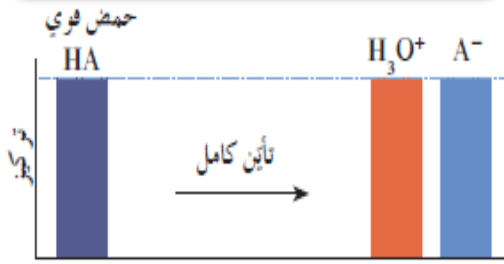
## 7- الأحماض والقواعد القوية والضعيفة

- حمض السيتريك هو المسبب لطعم الحامض في الليمون والخل والجريب فروت.
- حمض الكبريتيك مادة كيميائية تستخدم بكثرة في الصناعات وتسبب حروقا شديدة حال تعرضها لجلد الإنسان.
- المعادلة العامة لتأين حمض ما في الماء هي :  $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$
- ينتج عن تأين الحمض  $HA$  في الماء تكون كاتيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$  و القاعدة المرافقة  $A^-$ .

## 1- الحمض القوي

## الحمض القوي :

هو الحمض الذي يتأين بشكل تام في المحلول المائي و ينتج كميات أكبر من كاتيونات الهيدرونيوم.



- يتأين بصورة تامة، أي أن تركيز الحمض القوي عند انتهاء التفاعل يساوي صفر.
- لا يكون له حالة اتزان كمثّل حمض الهيدروكلوريك:  $HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
- الأيونات الموجودة عند انتهاء التفاعل هي كاتيونات الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  و أنيون القاعدة المرافقة فقط.
- يكون تركيز كاتيونات الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  المتكونة مساويا للتركيز الابتدائي للحمض القوي.
- كمثّل حمض الهيدروكلوريك  $HCl$  و حمض النيتريك  $HNO_3$ .

## 2- الحمض الضعيف

## الحمض الضعيف :

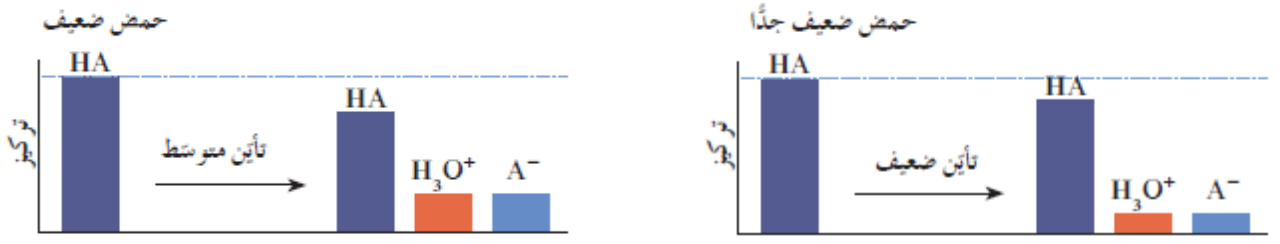
هو الحمض الذي يتأين جزئيا في محلوله المائي لينتج كميات قليلة من كاتيونات الهيدرونيوم.



- يتأين بصورة غير تامة من خلال تفاعل عكوس يصل لمرحلة اتزان كمثّل تأين حمض الأسيتيك :  $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$
- و يكون في نهاية التفاعل تراكيز مختلفة من كاتيونات الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  والحمض المتأين و القاعدة المرافقة .
- كمثّل حمض النيتروز  $HNO_2$
- يكون تركيز كاتيونات الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  أقل من تركيز الحمض الابتدائي.
- لأحماض الضعيفة يكون الحمض الأقوى هو الحمض الذي ينتج كميات أكبر من كاتيونات الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  أي الذي يتأين بدرجة أكبر.



- يمكن استنباط قوة الحمض من خلال معرفة موضع الاتزان أي من خلال تراكيز كاتيونات الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  المتكونة.



### 3- القاعدة القوية

#### القاعدة القوية :

هي القاعدة التي تتأين بشكل تام في محلولها المائي.

- يكون لها تأين تام .
- الأيونات الموجودة عند انتهاء التفاعل هي أيونات الهيدروكسيد  $[OH^-]$  و الحمض المرافق .
- يكون تركيز أيونات الهيدروكسيد  $[OH^-]$  المتكونة مساويا للتركيز الابتدائي للقاعدة القوية.
- ليس لها مرحلة اتزان كمثل تأين هيدروكسيد الصوديوم:



### 4- القاعدة الضعيفة

#### القاعدة الضعيفة:

هي القاعدة التي تتأين بشكل جزئي في محلولها المائي لتنتج كميات قليلة من أيونات الهيدروكسيد.

- يكون تأينها غير تام.
  - لها حالة اتزان ويتم تحديد قوتها طبقا لموضع الاتزان كمثل الأمونيا.
- $$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

- الأيونات الموجودة عند انتهاء التفاعل هي أيونات الهيدروكسيد  $[OH^-]$  و الحمض المرافق و القاعدة الضعيفة.
- يكون تركيز أيونات الهيدروكسيد  $[OH^-]$  المتكونة أقل من للتركيز الابتدائي للقاعدة الضعيفة.

القوى النسبية	الصيغة الكيميائية	المركبات	
تزداد قوة الحمض ↑ محاليل متعادلة ↓ تزداد قوة القاعدة	HCl HNO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	حمض الهيدروكلوريك حمض النيتريك حمض الكبريتيك	قوية أحماض
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> CH <sub>3</sub> COOH H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> S HClO H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	حمض الفوسفوريك حمض الأسيتيك حمض الكربونيك حمض الهيدرو كبريتيك حمض الهيپو كلوروز حمض البوريك	متوسطة أحماض
	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> NH <sub>3</sub> C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	هيدرازين أمونيا إيثيل امين ميثيل أمين	متوسطة قواعد
	Ca(OH) <sub>2</sub> NaOH KOH	هيدروكسيد الكالسيوم هيدروكسيد الصوديوم هيدروكسيد البوتاسيوم	قوية قواعد

### أسئلة تطبيقية

❖ ضع علامة (✓) أمام أنسب عبارة تكمل كل جملة من الجمل التالية:

- 1- يحتوي المحلول المائي لحمض الهيدروسيانيك HCN وهو حمض ضعيف علي:
- أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> و CN<sup>-</sup> فقط.
- أيونات CN<sup>-</sup>.
- أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.
- أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> و CN<sup>-</sup> و جزيئات من HCN.

- 2- يحتوي المحلول المائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH علي:
- أيونات OH<sup>-</sup> و كاتيونات Na<sup>+</sup> و جزيئات من Na<sub>2</sub>O.
- أيونات OH<sup>-</sup> فقط.
- أيونات OH<sup>-</sup> فقط و كاتيونات Na<sup>+</sup> فقط.
- أيونات OH<sup>-</sup> فقط و كاتيونات Na<sup>+</sup> و جزيئات من NaOH.

## 8- ثابت تأين الحمض Ka

## ثابت تأين الحمض :

نسبة حاصل ضرب التركيز القاعدة المرافقة بتركيز كاتيون الهيدرونيوم إلى تركيز الحمض.

- من خلال معادلة تأين حمض ضعيف :



- يمكن استنتاج المعادلة الرياضية العامة لثابت تأين الحمض و هي :

$$Ka = \frac{[H_3O^+] \times [القاعدة المرافقة]}{[الحمض]}$$

$$pKa = - \log Ka$$

- يمكن التعبير عن تأين الحمض بالرمز pKa حيث أن :

- يمكن المقارنة بين قوة الأحماض باستخدام قيم pKa و Ka .

➤ كلما زادت قيمة ثابت تأين الحمض Ka زادت قوته و زادت درجة تأينه ويكون تركيز كاتيونات الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  له أكبر .

- كلما كانت قيمة Ka أكبر ، كلما صغرت قيمة pKa وكان الحمض أقوى وكانت pH أقل .

- كلما كانت قيمة Ka أصغر كلما كبرت قيمة pKa وكان الحمض اضعف وكانت pH أكبر .

❖ حمض النيتروز  $Ka = 4.4 \times 10^{-4}$  أقوى من حمض الأسيتيك  $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$  .علل.

- لأن ثابت تأين حمض النيتروز أكبر من ثابت تأين حمض الأسيتيك بالتالي يكون حمض النيتروز أعلى درجة تأين و أكبر قوة .

❖ لا يوجد ثابت تأين للأحماض أو القواعد القوية .علل.

- لأن الأحماض والقواعد القوية تتأين بشكل تام في محاليلها المائية .

➤ رتب الأحماض التالية تصاعديا حسب قوتها علما بأنها متساوية التركيز وعند درجة الحرارة نفسها

○ حمض الفورميك ( $Ka = 1.8 \times 10^{-4}$ )

○ حمض الأسيتيك ( $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$ )

○ حمض الهيدرو فلوريك ( $Ka = 6.7 \times 10^{-4}$ )

○ حمض البنزويك ( $Ka = 6 \times 10^{-5}$ )

## ➤ تذكر أن:

- تفقد الأحماض ثنائية البروتون ذرات الهيدروجين واحدة تلو الأخرى في تفاعل تأين منفصل عن الذرة الأخرى، بالتالي يكون لكل تفاعل ثابت التأين الخاص به ، حيث أن لحمض الفوسفوريك  $H_3PO_4$  ثلاث ثوابت تأين ولحمض الكربونيك  $H_2CO_3$  ثابتين تأين .
- يكون الحمض في مرحلة التأين الأولى أقوى من مرحلة التأين الثانية ، ويكون ثابت تأين المرحلة الأولى  $Ka_1$  أكبر من ثابت تأين المرحلة الثانية  $Ka_2$ .  
 $[ Ka_1 > Ka_2 > Ka_3 ]$
- الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة والعكس صحيح.

ثابت تأين الحمض عند 25°C	معادلة التأين	الحمض
$Ka = 1.8 \times 10^{-4}$	$HCOOH \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$	حمض الميثانويك
$Ka = 1.8 \times 10^{-5}$	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$	حمض الأسيتيك
$Ka = 6.3 \times 10^{-5}$	$C_6H_5COOH \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H^+$	حمض البنزويك
$Ka_1 = 5.6 \times 10^{-2}$ $Ka_2 = 5.1 \times 10^{-5}$	$HOOC - COOH \rightleftharpoons HOOC - COO^- + H^+$ $HOOC - COO^- \rightleftharpoons OOC - COO^{2-} + H^+$	حمض أوكساليك
$Ka_1 = 4.3 \times 10^{-7}$ $Ka_2 = 4.8 \times 10^{-11}$	$H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$ $HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$	حمض الكربونيك
$Ka_1 = 7.5 \times 10^{-3}$ $Ka_2 = 6.2 \times 10^{-8}$ $Ka_3 = 4.8 \times 10^{-13}$	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H^+$ $H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H^+$ $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H^+$	حمض الفوسفوريك

## 9- ثابت تأين القاعدة Kb

## ثابت تأين القاعدة:

نسبة حاصل ضرب تركيز الحمض المرافق بتركيز أيون الهيدروكسيد إلى تركيز القاعدة.

- تتفاعل القواعد الضعيفة مع الماء مكونة أيون الهيدروكسيد والحمض المرافق كمثل الأمونيا :



- يرجح الاتزان في المعادلة السابقة حدوث التفاعل العكسي بشدة.
- حوالي 1% فقط من الأمونيا تتواجد في كاتيون الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$  وهذا الكاتيون هو الحمض المرافق للأمونيا .
- تكون تراكيز كل من  $\text{OH}^-$  و  $\text{NH}_4^+$  منخفضة ومتساوية .
- لا يمكن فصل مركب هيدروكسيد الأمونيا  $\text{NH}_4\text{OH}$  عن محاليل الأمونيا المائية .

– المعادلة الرياضية العامة لثابت تأين القاعدة هي :

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \times [\text{الحمض المرافق}]}{[\text{القاعدة}]}$$

– كلما زادت قيمة ثابت تأين القاعدة زادت قوة القاعدة و زادت درجة تأينها.

$$pK_b = -\log K_b$$

➤ لا يوجد ثابت تأين للقواعد القوية. علل.

– لأن القواعد القوية تتأين بالكامل إلى كاتيونات فلزية و أيونات هيدروكسيد في محاليلها المائية.

- بعض القواعد القوية مثل هيدروكسيد الكالسيوم وهيدروكسيد المغنيسيوم شحيحة الذوبان في الماء ولكن الكميات التي تذوب في الماء من تلك القواعد تتأين بشكل تام.

➤ رتب القواعد التالية تصاعديا حسب قوتها علما بأنها متساوية التركيز وعند درجة الحرارة نفسها

○ البيريدين ( $K_b = 1.7 \times 10^{-9}$ )

○ محلول الأمونيا ( $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ )

○ هيدروكسيل أمين ( $K_b = 1.1 \times 10^{-8}$ )

○ ثنائي ميثيل أمين ( $K_b = 5.4 \times 10^{-4}$ )

## أسئلة تطبيقية

## ❖ ضع علامة (✓) أمام أنسب عبارة تكمل كل جملة من الجمل التالية:

- الحمض القوي الذي له الصيغة الافتراضية HA يكون في محلوله لمائي:
  - تركيز الجزيء غير المتأين HA صفرا .
  - تركيز كاتيون الهيدروجين أقل من تركيز الحمض.
  - يوجد في حالة اتزان ديناميكي .
  - متأين جزئياً .
- في الأنواع التالية :  $H_3PO_4$  ,  $H_2PO_4^-$  ,  $HPO_4^{2-}$ 
  - أكبر قيمة ثابت تأين للنوع  $H_2PO_4^-$ .
  - أقل قيمة ثابت تأين للنوع  $HPO_4^{2-}$ .
  - لا يوجد لها ثابت تأين.
  - أقل قيمة ثابت تأين للنوع  $H_2PO_4^-$ .
- المواد التالية تعتبر تامة التأين في المحاليل المائية عدا واحدة هي:
  - $NH_3$
  - $NaOH$
  - $HCl$
  - $HNO_3$
- المرحلة الثانية لتأين حمض الفوسفوريك في المحاليل المائية تؤدي إلى تكون كاتيون الهيدرونيوم و أيون :
  - $H_3PO_4$
  - $PO_4^{3-}$
  - $H_2PO_4^-$
  - $HPO_4^{2-}$
- تركيز كاتيون الهيدرونيوم يكون أكبر ما يمكن في محلول أحد الأحماض التالية المتساوية في التركيز عند نفس درجة الحرارة هو:
  - $HNO_3$
  - $CH_3COOH$
  - $HF$
  - $HClO$
- يحتوي المحلول المائي لحمض الهيدروسيانيك على ::
  - أيونات  $H_3O^+$  فقط
  - أيونات  $CN^-$  فقط
  - أيونات  $H_3O^+$  و  $CN^-$  و جزيئات HCN
- يحتوي المحلول المائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH على :
  - أيونات  $OH^-$  و  $Na^+$  و جزيئات  $Na_2O$
  - أيونات  $OH^-$  و جزيئات  $Na_2O$
  - أيونات  $OH^-$  و  $Na^+$  و جزيئات NaOH.
  - أيونات  $OH^-$  و  $Na^+$  فقط.
- أضعف الأحماض التالية هو حمض :
  - $HBr$
  - $HI$
  - $HF$
  - $HCl$

9. الحمض القوي الذي له الصيغة الافتراضية HA يكون محلوله المائي :
- متأين جزئياً  يوجد في حالة اتزان ديناميكي.
- تركيز الجزيء الغير متأين HA صفر  تركيز كاتيون الهيدرونيوم أقل من تركيز الحمض

10. إذا كانت قيم ثابت التآين Ka لكل من حمض الفورميك الهيدروفلوريك و الأسيتيك و البنزويك على الترتيب (  $1.8 \times 10^{-4}$  ,  $6.7 \times 10^{-4}$  ,  $1.8 \times 10^{-5}$  ,  $6 \times 10^{-5}$  ) فإن أقوى هذه الأحماض في محاليلها المتساوية في التركيز هو حمض :

- حمض الفورميك  حمض الأسيتيك
- حمض الهيدروفلوريك  حمض البنزويك

### ❖ أكمل الفراغات التالية بما يناسبها علمياً

1. في مراحل تأين حمض الكبريتوز  $H_2SO_3$  تكون قيمة  $Ka_1$  \_\_\_\_\_ من  $Ka_2$  .
2. المحلول المائي لحمض الأسيتيك يحتوي على أيونات \_\_\_\_\_ ، \_\_\_\_\_ بالإضافة إلى \_\_\_\_\_ .
3. المحلول المائي لحمض النيتريك يحتوي على \_\_\_\_\_ ، \_\_\_\_\_ .
4. يتأين حمض الفوسفوريك على \_\_\_\_\_ مراحل بينما حمض الأوكساليك يتأين على \_\_\_\_\_ .
5. الأحماض التي تتأين على عدة مراحل تكون درجة تأينها في المرحلة الأولى \_\_\_\_\_ من درجة تأينها في المرحلة الثانية.
6. القاعدة المرافقة لحمض HCl \_\_\_\_\_ من القاعدة المرافقة لحمض HF.
7. إذا تم إذابة 5mol من غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء بحيث أصبح حجم المحلول 5 L فإن تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول يساوي \_\_\_\_\_ مول / لتر.
8. في المحلول المائي لحمض النيتريك يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم \_\_\_\_\_ لتركيز الحمض .
9. في المحلول المائي لحمض الأسيتيك يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم \_\_\_\_\_ من تركيز الحمض .
10. كلما قلت قيمة ثابت تآين Ka للحمض \_\_\_\_\_ قوة الحمض.



وجه المقارنة	الحمض الأقوى	الحمض الأضعف
درجة التأين	-----	-----
قيمة $K_a$	-----	-----
قيمة $pK_a$	-----	-----
قيمة pH	-----	-----
قيمة pOH	-----	-----

وجه المقارنة	القاعدة الأقوى	القاعدة الأضعف
درجة التأين	-----	-----
قيمة $k_b$	-----	-----
قيمة $pK_b$	-----	-----
قيمة pH	-----	-----
قيمة pOH	-----	-----