



# Gases Behaviour سلوك الغازات

نبدأ هذه الوحدة بمقارنة بين حالات المادة الثلاثة ( الصلبة والسائلة والغازية )

حالة المادة	الصلبة	السائلة	الغازية
الشكل	ثابت	غير ثابت	غير ثابت
الحجم	ثابت	ثابت	غير ثابت
التماسك	كبيرة جداً	متوسط	صغيرة جداً
قابلية الانضغاط	صغيرة جداً	صغيرة	كبيرة جداً

و النون و بالاستفادة من الجدول السابق سنعدد خواص الغازات :

- 1 - ليس لها شكل أو حجم ثابت بل تأخذ شكل و حجم الإناء الذي توضع فيه
- 2 - تنضغط بسهولة و تتمدد بسهولة
- 3 - لها القدرة على الانتشار و التسرب عبر الثقوب و الفتحات الضيقة
- 4 - كثافتها صغيرة جداً بالنسبة للمواد السائلة و المواد الصلبة
- 5 - معظمها عديم اللون و بعضها ملون
- 6 - قوى التجاذب بين جزيئاتها صغيرة جداً
- 7 - تتحرك جسيمات الغاز حركة عشوائية في جميع الاتجاهات و لكنها في خطوط مستقيمة

نستوع لنشرة أخبار الطقس فما المقصود بـ " الأرصاد الجوية "

علم يدرس أحوال الطقس و يحاول توقعها بتحليل مجموعة من المتغيرات أهمها الضغط الجوي ، الحرارة ، الرطوبة ، سرعة الرياح

سنتكلم الآن عن « النظرية الحركية للغازات » فما المقصود بالنظرية الحركية للغازات :

هي نظرية تفترض أن جسيمات الغاز كروية الشكل ، صغيرة الحجم تفصل بينها مسافات كبيرة ولا يوجد بين هذه الجسيمات قوى تنافر أو قوى تجاذب و تتحرك حركة عشوائية منتظمة في اتجاهات مستقيمة

عند ترك كيس البطاطا الجاهزة تحت أشعة الشمس نلاحظ ارتفاعه فما السبب ( علل )

لزيادة ضغط الهواء الموجود داخله على جدران الكيس نتيجة زيادة درجة الحرارة

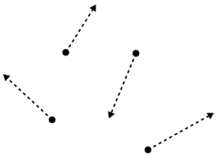
علل : يكثر الهواء في مناطق الضغط الجوي المرتفع عنه في مناطق الضغط الجوي المنخفض

لأن الهواء الساخن أقل كثافة من الهواء البارد ، و بالتالي ترتفع كتل الهواء الساخن فوق كتل الهواء البارد

ما هو المتغير الذي يُعبر عن متوسط الطاقة الحركية لجزيئات الغاز ( درجة الحرارة )



و الذن سنتعرف الى فرضيات النظرية الحركية للغازات :



1 **الغازات عبارة عن جسيمات كروية الشكل**

2 **جسيمات الغاز صغيرة جداً بالمقارنة مع المسافات التي تفصل بينها**

3 **لا توجد قوى تنافر أو تجاذب بين جسيمات الغاز**

4 **تتحرك جسيمات الغاز بسرعة في حركة عشوائية ثابتة في مسارات مستقيمة**

5 **تحدث جسيمات الغاز ضغطاً على جدار الوعاء الحاوي لها نتيجة التصادمات المستمرة بين هذه الجسيمات و جدران الوعاء**



**علل :** الغازات قابلة للانضغاط بسهولة . **لوجود فراغ بين جزيئاته**

**علل :** تتحرك جسيمات الغاز بحرية داخل الأوعية التي توجد بها **لعدم وجود قوى تنافر أو تجاذب بين جسيمات الغاز**

**علل :** يأخذ الغاز شكل وحجم الاناء الحاوي له **لعدم وجود قوى تنافر أو تجاذب بين جسيمات الغاز**

**علل :** تكون التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة تماماً **لأن الكمية الكلية للطاقة الحركية تظل ثابتة أثناء**

**الاصطدام و تنتقل من جسيم الى آخر دون هدر أي منها**

**علل :** هبوط بالون الهيليوم عند تسرب الغاز منه . **لتناقص عدد جسيمات غاز الهيليوم داخل البالون و بالتالي**

**تقل التصادمات بينها و ينخفض ضغط الغاز داخل البالون**

**ملاحظة :**

: تسيرُ جسيماتُ الغاز في مساراتٍ مستقيمةٍ ( الحركة البراونية ) .

**ملاحظة :** يمكن للجسيمات أن تحيد عن مسارها اذا اصطدمت مع بعضها البعض .

**ملاحظة :** تكون التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة تماماً .

**تذكير :** متوسط الطاقة الحركية لمجموعة من جسيمات الغاز تتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة ( k ) للغاز .

**العلاقة طردية**

**تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز مع ارتفاع درجة الحرارة ، و تقل مع انخفاضها**

● يتكون الهواء من مجموعة من جزيئات الغازات ثنائية الذرة مثل (  $N_2$  ,  $H_2$  ,  $O_2$  ,  $Cl_2$  ) ، و يتواجد فيه أيضاً

الغازات النبيلة ( الخاملة ) في شكل جزيئات أحادية الذرة مثل (  $He$  ,  $Ne$  ,  $Ar$  )

# المتغيرات التي تصف غازاً ما

ما هي المتغيرات التي تستخدم لوصف غاز ما ؟

درجة الحرارة المطلقة (T)  
الكلفن K

عدد المولات (n)  
المول mol

الحجم (V)  
الليتر L

الضغط (P)  
Kpa

## العوامل التي تؤثر على ضغط الغاز P

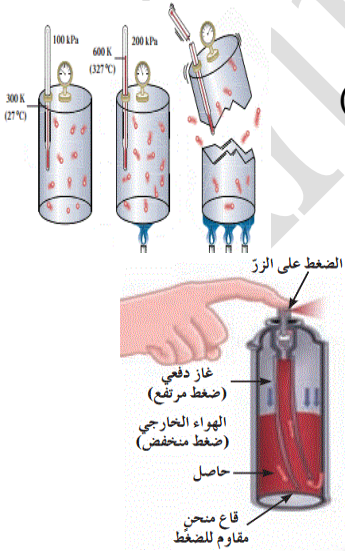
**ملاحظة هامة جداً : ضغط الغاز ينشأ عن تصادم جزيئات الغاز مع بعضها البعض ومع جدران الوعاء**

ما هي العوامل التي تؤثر على ضغط الغاز؟

### العوامل التي تؤثر على ضغط الغاز P

ملاحظات	نوع العلاقة	نقص	زيادة	
لأنه بزيادة عدد الجسيمات تزداد التصادمات بينها وبين جدران الوعاء وبالتالي يزداد الضغط	طردية		✓	① كمية الغاز n (عدد الجسيمات)
عند مضاعفة الحجم سيقبل الضغط للنصف	عكسية	✓		② الحجم V
لزيادة سرعة حركة جسيمات الغاز نتيجة لامتصاصها للطاقة الحرارية ، وبالتالي زيادة اصطدام جسيمات الغاز بجدران الوعاء ، و بالتالي تمارس ضغط أكبر	طردية		✓	③ درجة الحرارة T

**ملاحظة :** كلما تضاعف ( زاد ) عدد جسيمات الغاز تضاعف الضغط والعكس صحيح . ( العلاقة طردية )



ما هي آلية عمل عبوات الرذاذ ( مثل كريم الحلاقة ، سائل تثبيت الشعر ، عبوات الدهان المضغوطة ... ) ؟

عند فتح وعاء محكم الإغلاق يحتوي على غاز مضغوط ،

ينتقل الغاز داخل الوعاء من الحيز ذي الضغط المرتفع الى الحيز الخارجي ذي الضغط المنخفض

**علل :** يُحذرُ من إحراق أو ( تسخين ) علب الرذاذ حتى لو كانت فارغة .

لأنها تصبح قابلة للانفجار ، لزيادة سرعة حركة جسيمات الغاز نتيجة لامتصاصها للطاقة الحرارية ،

و زيادة بالتالي اصطدام جسيمات الغاز بجدران الوعاء ، وبالتالي تمارس ضغط أكبر

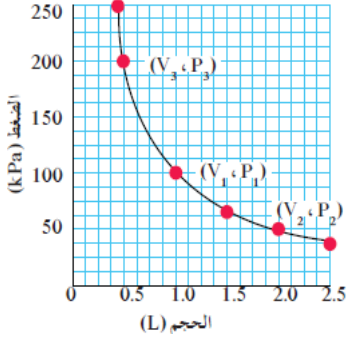


# قوانين الغازات Gases Laws

## قانون بويل درس العلاقة بين الضغط و الحجم V P

أكتب نص قانون بويل :

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



العلاقة عكسية

أكتب العلاقة الرياضية لقانون بويل :

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

مثل بيانياً العلاقة بين ضغط الغاز وحجمه

س : أكتب العلاقة الرياضية لقانون بويل ، و اشرح رهوذا ، ما هو الشرط المتعلق بالحرارة ؟

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

مسألة ( 1 ) :

يحتوي منطاد على 30 L من غاز الهيليوم (He) عند ضغط 103 kPa على ارتفاع معين ، ما حجم غاز الهيليوم عندما يصعد المنطاد يصل الضغط فيه الى 25 kPa فقط ؟ ( مع افتراض أن درجة الحرارة ثابتة )

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

الحل : نستخدم قانون بويل

$$103 \times 30 = 25 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{103 \times 30}{25} = 123.6 \text{ L}$$

مسألة ( 2 ) :

يتغير ضغط 2.5 L من غاز التخدير من 105 kPa الى 40.5 kPa ، احسب الحجم الجديد عند ضغط 40.5 kPa

( مع افتراض ثبات درجة الحرارة )

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

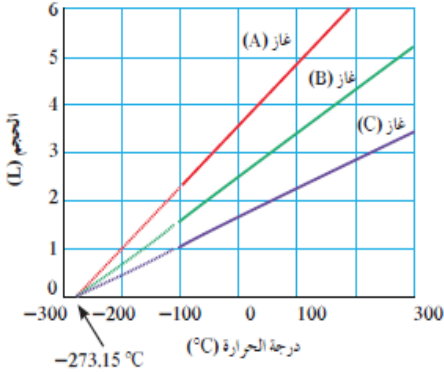
الحل : نستخدم قانون بويل

$$105 \times 2.5 = 40.5 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{105 \times 2.5}{40.5} = 6.481 \text{ L}$$

# قانون تشارلز : درس العلاقة بين الحجم و درجة الحرارة و T و V

**يتناسب حجم كمية معينة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة بالكلفن ، عند ثبات الضغط و كمية الغاز**



العلاقة طردية

أكتب النص الرياضي لقانون تشارلز

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

ملاحظة : العلاقة بين درجة الحرارة و الحجم طردية ، بثبات الضغط .

**علل** : تقاس العلاقة بين درجة الحرارة و الحجم لأي كمية من الغاز من الناحية العملية في مدى محدود فقط .

لأن الغازات تتكثف عند درجات الحرارة المنخفضة لتكون سوائل

ملاحظة : تسمى درجة الحرارة (  $-273.15^\circ\text{C}$  ) بدرجة الصفر المطلق أو الصفر كالفن

ما المقصود بـ **درجة الصفر المطلق** (  $0\text{ K}$  ) =  $(-273.15^\circ\text{C})$  :

**هي درجة الحرارة التي تساوي عندها متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز الصفر**

ملاحظة : في مقياس كلفن لدرجة الحرارة تقابل **درجة الصفر** (  $0\text{ K}$  ) **الدرجة** (  $-273.15^\circ\text{C}$  )

مقياس التحويل من السيلسيوس الى الكلفن  $T_{(k)} = T_{(c)} + 273$

ملاحظة

مسألة ( 1 ) :

نُفخ بالون حجمه 4 L عند درجة حرارة  $24^\circ\text{C}$  . ثم سُخن البالون الى درجة حرارة  $58^\circ\text{C}$  . ما الحجم الجديد للبالون مع

بقاء الضغط ثابتاً

الحل : نستخدم قانون تشارلز  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{4}{297} = \frac{V_2}{331} = 4.457\text{ L}$

مسألة ( 2 ) :

تشغل عينة غاز 6.8 L عند درجة حرارة  $325^\circ\text{C}$  . ما الحجم الذي ستشغله عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  مع بقاء الضغط ثابتاً



# قانون جاي لوساك

درس العلاقة بين درجة الحرارة **T** و الضغط **P**

**يتناسب ضغط كمية معينة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارتها المطلقة ، بثبات الحجم**

أكتب العلاقة الرياضية لقانون جاي لوساك ؟

$$\text{العلاقة طردية} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

مسألة ( 1 )

إذا كان ضغط الغاز المتبقي في عبوة رذاذ مُستخدمة يساوي 103 kPa عند درجة حرارة 25 °C

احسب ضغط الغاز في حال أُلقيت هذه العبوة في النار عند درجة حرارة 928 °C ( مع افتراض ثبات الحجم )

$$\text{الحل : نستخدم قانون جاي لوساك} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{103}{298} = \frac{P_2}{1201} = 415.11 \text{ Kpa}$$

مسألة ( 2 ) :

إذا كان ضغط غاز ما 2.58 kPa عند درجة حرارة 539 K . فكم يبلغ ضغطه عند درجة حرارة 211 K

( مع افتراض ثبات الحجم )

مسألة ( 3 ) :

ضغط الهواء في إطار سيارة هو 198 kPa عند درجة حرارة 27 °C وفي نهاية رحلة في يوم مشمس حار، ارتفع

الضغط الى 225 kPa . ما درجة حرارة الهواء داخل إطار السيارة ( بفرض أن الحجم لم يتغير )

# القانون الموحد للغازات

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

أكتب العلاقة الرياضية للقانون الموحد للغازات ؟

**ملاحظة :** يمكن استنتاج القوانين الثلاثة السابقة باستخدام القانون الموحد للغازات ، وذلك بجعل

أحد المتغيرات الثلاثة ( الحجم ، الضغط ، درجة الحرارة ) ثابتاً ، بشرط أن تبقى كمية الغاز n ثابتة

**ما هي المجموعة القياسية ( STP )**

و الضغط القياسي 101.3 Kpa

درجة الحرارة القياسية ، 273 k

**مسألة ( 1 ) :**

إذا كان حجم بالون مملوء بالغاز يساوي 30 L عند درجة حرارة 40 °C و ضغط 153 kPa ، فما هو حجم البالون

عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين ( STP )

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

**الحل :** نستخدم القانون الموحد للغازات :

$$\frac{153 \times 30}{313} = \frac{101.3 \times V_2}{273} \rightarrow V_2 = \quad \text{L}$$

**مسألة ( 2 ) :**

يشغل غاز عند ضغط يساوي 155 kPa ودرجة حرارة 25 °C وعاء حجمه الأصلي 1 L ، يزداد ضغط الغاز الى

605 kPa بفعل ارتفاع درجة الحرارة الى 125 °C ويتغير الحجم ، احسب الحجم الجديد

---

---

---

---

---

# P. V = n R T Ideal Gases الغازات المثالية

ما المقصود بالغاز المثالي : هو غاز افتراضي يحقق جميع فرضيات النظرية الحركية

هو غاز ثاني أكسيد الكربون في الحالة الصلبة  $CO_2(s)$

ما المقصود بالثلج الجاف :



علل : تسمية ثاني أكسيد الكربون الصلب بالثلج الجاف .

لأنه يتبخر مباشرة دون أن ينصهر " (يتسامى) "

## قانون الغاز المثالي

يمكن ادخال عدد المولات n الى قانون الغازات الموحد لتصبح العلاقة الرياضية له كالتالي :

$$\frac{V_1 \times P_1}{T_1 \times n_1} = \frac{V_2 \times P_2}{T_2 \times n_2}$$

ملاحظة : من العلاقة السابقة نحصل على ثابت يسمى ثابت الغاز المثالي R ، و يُعَيَّنُ باستخدام القيم القياسية

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

ملاحظة : يشغل المول الواحد لكل غاز مثالي حجماً قدره 22.4 L في الظروف القياسية

Pressure

Temperature

Number of moles

Volume

Gas constant

$$PV = nRT$$

$$(P = 101.3 \text{ Kpa} , T = 273 \text{ k})$$

ملاحظة : بإعادة ترتيب المعادلة السابقة نحصل على قانون الغاز المثالي



## مسألة (1)

تحتوي كرة مجوفة مثبتة على 685 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 621 K وضغط غاز  $1.89 \times 10^3$  kpa ما هو عدد مولات الهيليوم التي تحتوي عليها الكرة (اعتبر غاز الهيليوم غازاً مثالياً)

$$P \cdot V = nRT$$

الحل : نستخدم قانون الغاز المثالي :

$$n = \frac{p \times v}{R \times T} = \frac{1.89 \times 10^3 \times 685}{8.31 \times 621} = \text{mol}$$

## مسألة (2)

ما الضغط الذي يمارسه عدد مولات يساوي 0.45 mol من غاز مثالي محبوس في دورق حجمه 0.65 L عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  ؟

---

---

---

---

---

---

# قانون الغاز المثالي و النظرية الحركية

**ملاحظة :** الغاز المثالي ( هو غاز افتراضي ) يتبع قوانين الغازات عند جميع الظروف القياسية.

**ملاحظة :** لا وجود للغاز المثالي ، ولكن في ظروف محددة من الضغط ودرجة الحرارة

( عند درجات حرارة مرتفعة و ضغط منخفض ) تسلك الغازات الحقيقية سلوك الغاز المثالي الى حد كبير

ما المقصود بـ **الغاز الحقيقي** :

**هو غاز يمكن اسالته و يمكن تحويله الى الحالة الصلبة بالتبريد تحت تأثير الضغط**

**ملاحظة :** امكانية اسالة الغاز و تصلبه تدل على وجود قوى تجاذب بين جزيئاته



# الجسيمات الغازية : مخالطها وحركتها

ينخفض الضغط الجوي عند الصعود الى أعلى وبالتالي يحتاج متسلق الجبال الى اسطوانات الاكسجين لتعويض النقص



## ① فرضية أفوجادرو

مثال تهيدي : افترض العالم أفوجادرو أنه لو كان لدينا عُرفَتَيْنِ لهُمَا نَفْسَ الْحَجْمِ وَ

فَمُنَا بِمِلْمَا بِنَفْسِ الْعَدَدِ مِنَ الْجُسِمَاتِ بَعْضِ النَّظَرِ عَنْ صِغَرِهَا وَكِبَرِ حَجْمِهَا ، وَبِاعْتِبَارِ أَنْ

جُسِمَاتِ الْغَازِ مُتَبَاعِدَةٌ عَنْ بَعْضِهَا فِي الْفَرَاغِ ، فَلَاخِظْ أَنْ مَجْمُوعَةَ الْجُسِمَاتِ الْكَبِيرَةِ

نَسْبِيًا لَا تَتَطَلَّبُ فَرَاغًا أَكْبَرَ عِنْدَ مُقَارَنَتِهَا مَعَ نَفْسِ الْعَدَدِ مِنَ الْجُسِمَاتِ الصَّغِيرَةِ نَسْبِيًا

☞ ما هو نص فرضية أفوجادرو ( تنطبق على الغازات فقط )

22.4 L	22.4 L	22.4 L	الحجم
28 g	32 g	38 g	الكتلة
1 mol	1 mol	1 mol	الكمية
101.3 kPa	101.3 kPa	101.3 kPa	الضغط
273 K	273 K	273 K	الحرارة

**الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عند درجة الحرارة والضغط نفسه تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات**

**الحجم المولي : هو الحجم الذي يشغله المول الواحد من غاز مثالي عند درجة الحرارة والضغط القياسيين ويساوي 22,4 L**

مثال توضيحي :

احسب الحجم ( بالليتر) الذي يشغله 0,202 mol من غاز ما عند الظروف المثالية من الضغط ودرجة الحرارة ؟

الحل : كل 1 mol يشغل حجماً مقداره 22,4 L

☞ 0.202 mol يشغل حجماً مقداره V (L)

إذاً  $V = 22.4 \times 0.202 = 3.52 \text{ L}$

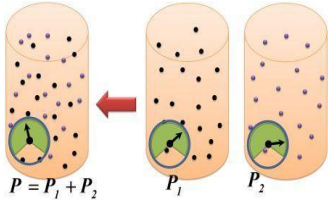
**سألة ( 1 ) :**

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

**سألة ( 2 ) :**

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

## ② قانون دالتون للضغوط الجزئية



**ملاحظة:** يمكن إعادة ترتيب قانون الغاز المثالي  $P \times V = n \times R \times T$  ليصبح  $P = n \left( \frac{RT}{V} \right)$

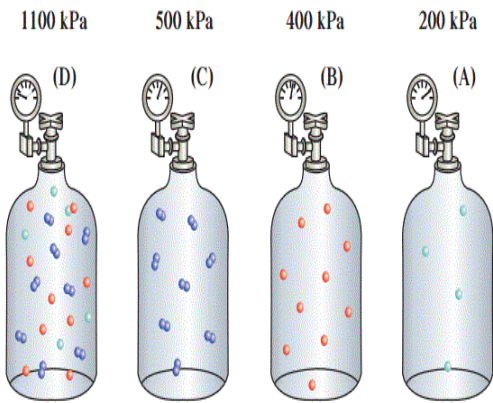
وفي حالة ثبات الحجم ودرجة الحرارة فان قيمة  $\left( \frac{RT}{V} \right)$  تصبح ثابتة أي يصبح القانون السابق ثابت  $P = n \times$

**ملاحظة:** يتناسب ضغط الغاز في الوعاء طردياً مع عدد مولاته.

توضيح لقانون دالتون: إذا كان لدينا خليط لمجموعة غازات لا تتفاعل مع بعضها داخل إناء، فإن لكل غاز من هذه

الغازات ضغط يتناسب مع عدد جسيماته وطاقتها الحركية، وبالتالي يكون لكل غاز ضغط جزئي منفرد.

**ملاحظة:** يجمع الضغوط المنفردة لكل غاز نحصل على الضغط الكلي لخليط تلك الغازات.



المكوّن	الحجم (%)	الضغط الجزئي (kPa)
النيتروجين	78.08	79.10
الأكسجين	20.95	21.22
ثاني أكسيد الكربون	0.04	0.04
الأرجون وغازات أخرى	0.93	0.94
المجموع	100	101.30

ما المقصود بـ **الضغط الجزئي** :

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

$$P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

اكتب العلاقة الرياضية لقانون دالتون للضغوط الجزئية :

ما هو نص **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**

**علل** : يجب على الطيارين ومتسلقي الجبال أن يحملوا معهم امدادات أكسجين إضافية .

**لأن الضغط الجوي يقل كلما ارتفعنا و بالتالي يقل الضغط الجزئي للأكسجين مما يجعله غير كاف للتنفس**



◆ **مثال توضيحي** : عند قمة افرست ينخفض الضغط الجوي من ( 101.3 kpa ) الى ( 33.73 kpa ) أي الى  $\frac{1}{3}$

قيمته عند سطح البحر ومعها ينخفض الضغط الجزئي للأكسجين الى ( 7.06 kpa ) و بالتالي

يصبح غير كاف للتنفس حيث أن الإنسان يحتاج الى ضغط جزئي للأكسجين لا يقل عن 10.67 kpa



**سألة ( 1 ) :**

احسب الضغط الكلي لخليط غازي يحتوي

على أكسجين و نيتروجين و هيليوم ، اذا كانت الضغوط الجزئية

للغازات كالتالي :  $P_{O_2} = 20 \text{ kpa}$  ،  $P_{N_2} = 46.7 \text{ kpa}$  ،  $P_{He} = 26.7 \text{ kpa}$

**سألة ( 2 ) :**

يحتوي خليط غازي على أكسجين و نيتروجين و ثاني أكسيد الكربون ، ويساوي ضغطه الكلي 32.9 kpa ، اذا

علمت أن  $P_{O_2} = 6.6 \text{ kpa}$  ،  $P_{N_2} = 23 \text{ kpa}$  احسب  $P_{CO_2}$

**سألة ( 3 ) :**

إناء حجمه ( 2 L ) به غاز الهيدروجين تحت ضغط ( 40.52 KPa ) ، وآخر حجمه ( 6 L ) به غاز النيتروجين تحت ضغط

( 42.52 ) ، فإذا ظلت درجة حرارتهما ثابتة وتم وضع الغازين في اناء آخر حجمه ( 10 L ) ، احسب الضغط الكلي للغازين في

الاناء الجديد

# سرعة التفاعل الكيميائي و الأتزان الكيميائي

ما المقصود بـ سرعة التفاعل الكيميائي :

في حياتنا اليومية الكثير من التفاعلات الكيميائية ومنها السريع مثل ( احتراق الفحم ) بوجود أكسجين الهواء الجوي

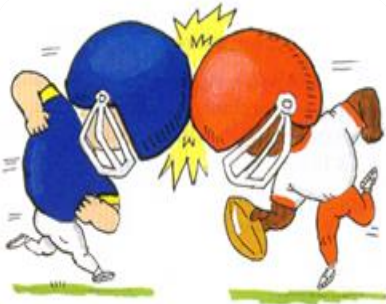
و منها البطيء مثل ( صدأ الحديد )

كيف تقاس سرعات التفاعلات الكيميائية ؟

→ يُقاس التغير في عدد المولات خلال فترة زمنية معينة



هي كمية المواد المتفاعلة التي يحدث لها تغير في وحدة الزمن

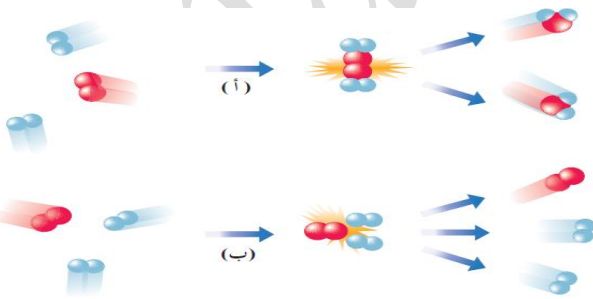


## نظرية التصادم

ما المقصود بـ

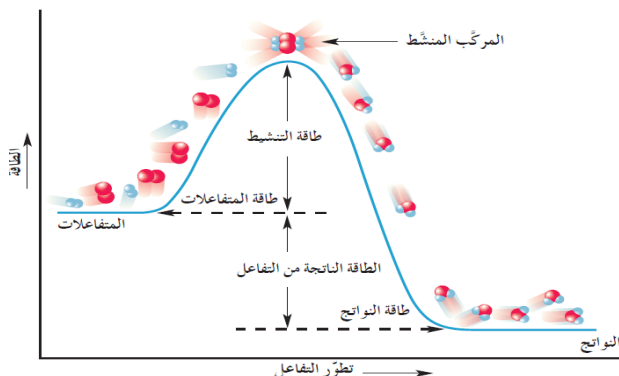
تنص نظرية التصادم على أن الذرات والأيونات والجزيئات يمكن أن تتفاعل وتكون نواتج عند ما تصطدم ببعضها البعض بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح

ملاحظة : الجسيمات التي لا تملك طاقة حركية كافية ترتد بعيداً عند اصطدامها ولا يحدث تفاعل



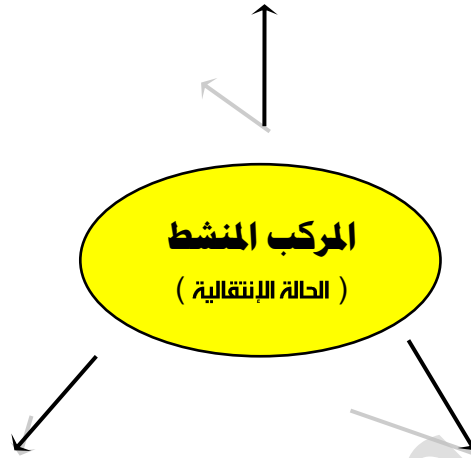
ما المقصود بـ طاقة التنشيط :

هي أقل كمية من الطاقة التي تحتاج إليها الجسيمات للتفاعل



ما المقصود بـ **المركب المنشط** ( الحالة الانتقالية ) :

**هي جسيمات تتكون لحظياً عند قمة حاجز طاقة التنشيط ولا تكون من المواد المتفاعلة ولا الناتجة**



**مركب غير مستقر بدرجة كبيرة**

**تبلغ فترة عمر المركب المنتط حوالي  $10^{-13}$  s**

**علل :** المركب المنشط غير مستقر بدرجة كبيرة .

**لأنه ما إن يتكون حتى يتفكك مرة أخرى ليعطي المواد المتفاعلة أو يستمر ليكون النواتج**

**إذا توافرت طاقة كافية و توجيه صحيح للذرات**

**علل :** أحياناً يسمى المركب المنشط بالحالة الانتقالية .

**لأنه ما إن يتكون حتى يتفكك مرة أخرى ليعطي المواد المتفاعلة أو يستمر ليكون النواتج**

**إذا توافرت طاقة كافية و توجيه صحيح للذرات**



**مثال :** في درجة حرارة الغرفة لا تكون تصادمات جزيئات الأكسجين والكاربون فعالة و

نشيطه بدرجة كافيه لكسر روابط ( O = O ) و ( C - C ) لذلك تكون سرعة التفاعل مساويةً = 0

# العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي

## المواد المحفزة

## حجم الجسيمات

## التركيز

## درجة الحرارة



**علل** : في أغلب التفاعلات تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة .

لزيادة طاقة الجسيمات و بالتالي زيادة سرعتها مما يزيد من احتمال تصادمها و بالتالي يسرع من عملية تكوين النواتج

ما هو التأثير الرئيسي لدرجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي ؟

يزداد عدد الجسيمات ذات الطاقة الحركية الكافية لتخطي حاجز طاقة التنشيط حيث تتفاعل عند اصطدامها .



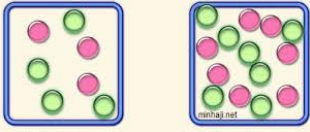
**علل** : لا يحترق الفحم بسرعة يمكن قياسها في درجة حرارة الغرفة، ولكن اذا قمنا بتعرض الفحم للهيب تزداد سرعة التفاعل

لأنه في درجة حرارة الغرفة تكون التصادمات بين جزيئات الأوكسجين و الكربون غير نشطة و فعالة لتخطي حاجز طاقة التنشيط

و لكن عند رفع درجة الحرارة تتصادم ذرات الكربون و الأوكسجين بطاقة أكبر و بالتالي تزداد سرعة التفاعل

**علل** : يستمر التفاعل بين الكربون و الاكسجين دون الحاجة الى مصدر طاقة خارجي بعد إزالة اللهب

لأن الحرارة المنطلقة من عملية الاحتراق تعطي التفاعل طاقة كافية لتخطي حاجز طاقة التنشيط و تكوين الهواد الناتجة  $CO_2$



## التركيز

**علل** : تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة ( عدد الجسيمات ) في حجم محدد .

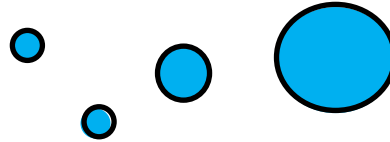
لأن زيادة تركيز الهواد المتفاعلة تؤدي الى زيادة عدد التصادمات و بالتالي زيادة سرعة التفاعل

**علل** : يمنع التدخين في المناطق التي تستخدم فيها الأنابيب المعبأة بالأوكسجين .

لأن تركيز غاز الأوكسجين يكون مرتفعاً و يزداد خطر اشتعالها و انفجارها لزيادة تفاعل الاحتراق

**علل** : يزداد توهج رقاقة من الخشب عند ادخالها في زجاجة تحتوي على غاز الأوكسجين النقي

لأن زيادة تركيز غاز الاكسجين تؤدي الى زيادة عدد التصادمات و يزداد تفاعل الاحتراق



## حجم الجسيمات

**علل** : كلما قل (صغر) حجم الجسيمات المواد المتفاعلة زادت سرعة التفاعل

لأن تقليل حجم الجسيمات يزيد من مساحة السطح و بالتالي تزداد كوية الهادة المتفاعلة المعرضة للتفاعل و بالتالي يزداد

معدل التصادمات و بالتالي يزداد سرعة التفاعل .

**علل** : غبار الفحم المعلق و المتناثر في المناجم يعتبر خطراً للغاية بالمقارنة مع كتل الفحم الكبيرة

لأن حجم جسيماته صغير جداً و بالتالي يكون نشط جداً و قابل للانفجار

أذكر طرق تستخدم لزيادة مساحة سطح التفاعلات الصلبة ١

① إذابة المادة الصلبة يؤدي الى انفصال الجسيمات عن بعضها و بالتالي زيادة تفاعلها مع المواد الأخرى

② طحن المادة الصلبة و تحويلها الى مسحوق ناعم



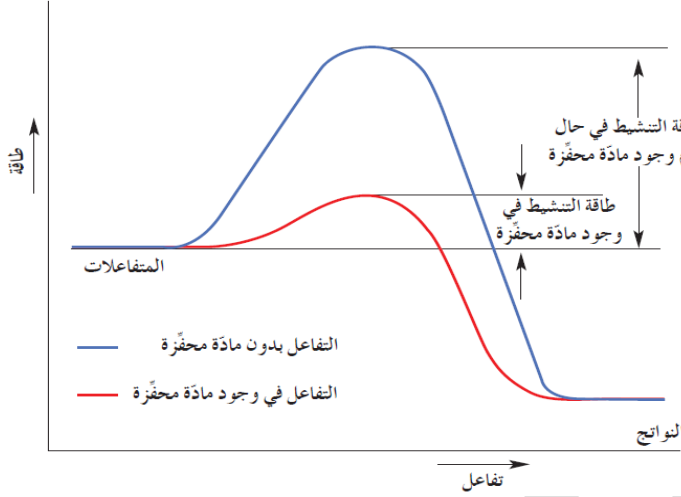


# المواد المحفزة

ما المقصود بـ **المادة المحفزة** :

**هي مادة تزيد من سرعة التفاعل ولا تستهلك ولا يتغير تركيبها الكيميائي عند نهاية التفاعل**

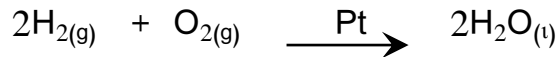
**ملاحظة** : تعمل المواد المحفزة على إيجاد آلية بديلة ذات طاقة تنشيط أقل من الطاقة المطلوبة للتفاعل



**علل** : تزداد سرعة التفاعل الكيميائي عند وجود مادة محفزة

**لأن الهادة المحفزة تؤدي الى خفض حاجز طاقة التنشيط و بالتالي تزداد سرعة تكوين النواتج**

**مثال** : إضافة كمية صغيرة من البلاتين Pt الى تفاعل الهيدروجين مع الأكسجين لكي يصبح سريعاً



**ملاحظة** : تكتب المادة المحفزة فشوق السهم الذي يشير الى النواتج

**علل** : تعتبر المواد المحفزة هامة للغاية في كثير من العمليات الحيوية

**لأن الأنزيمات تعتبر مواد محفزة تزيد سرعة التفاعلات البيولوجية ( مثل هضم البروتينات )**



**ملاحظة** : لا يمكن رفع درجة حرارة جسم الإنسان عن 37 °C بهدف زيادة سرعة التفاعلات الحيوية **لأن ذلك** سيسبب

خطراً على حياته ، لذلك تستخدم المواد المحفزة لزيادة سرعة التفاعلات البيولوجية ( كهضم البروتين مثلاً )

ما المقصود بـ **المادة المانعة للتفاعل** :

**هي مادة تعارض تأثير المادة المحفزة وتضعف تأثيرها وهذا يؤدي الى بقاء التفاعلات أو انعدامها**

# التفاعلات العكسية و الأتزان الكيميائي

## ① التفاعلات العكسية و التفاعلات غير العكسية

تقسم التفاعلات الكيميائية بحسب اكتمالها أو عدم اكتمالها الى نوعين :

### التفاعلات العكسية      التفاعلات غير العكسية

ما المقصود بـ التفاعلات غير العكسية :

هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد حيث لا تستطيع المواد الناتجة من التفاعل أن تتحد مع بعضها لتكوين المتفاعلة مرة أخرى



علل : تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم من التفاعلات غير العكسية

لأن المواد الناتجة من التفاعل لا تتحد مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى

ما المقصود بـ التفاعلات العكسية :

هي تفاعلات لا تستمر باتجاه واحد بحيث لا تستهلك المواد المتفاعلات تماماً لتكوين النواتج فالمواد الناتجة تتحد مع بعضها البعض ثانية لتعطي المواد المتفاعلة مرة أخرى تحت ظروف التجربة نفسها



ملاحظة : عند نفس درجة الحرارة يحدث التفاعلان أحدهما باتجاه تكوين ثالث أكسيد الكبريت (الطردي) ، والآخر

باتجاه تكوين الاكسجين وثاني أكسيد الكبريت (العكسي) .

علل : في بداية التفاعل يكون معدل التفاعل العكسي = 0 .

لعدم وجود المواد الناتجة في بداية التفاعل

توضيح : مع بدء تكون  $\text{SO}_3$  تتفكك كمية صغيرة منه ببطء ليبدأ التفاعل العكسي ويتكون  $\text{SO}_2$  و  $\text{O}_2$  ، ومع زيادة

تركيز  $\text{SO}_3$  تزداد سرعة التفاعل العكسي ومعها تقل سرعة التفاعل الطردي لنقص كمية المتفاعلات  $\text{SO}_2$  و  $\text{O}_2$

# التفاعلات العكوسة المتجانسة و غير المتجانسة

تقسم التفاعلات العكسية الى قسمين :

تفاعلات عكوسة غير متجانسة

تفاعلات عكوسة متجانسة

ما المقصود بـ **التفاعلات العكوسة المتجانسة** :

هي تفاعلات عكوسة تكون جميع المواد المتفاعلة و الناتجة من التفاعل في حالة واحدة من حالات المادة ( في نفس الحالة الفيزيائية )



مثال :



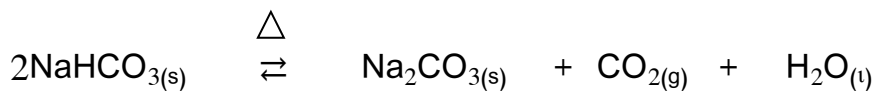
**علل** : يعتبر التفاعل التالي

لأن المواد المتفاعلة و الناتجة في حالة واحدة من حالات المادة و يمكن للمادة الناتجة  $\text{SO}_3$  أن تتفكك لتكوين المواد

المتفاعلة مرة أخرى

ما المقصود بـ **التفاعلات العكوسة غير المتجانسة** :

هي تفاعلات عكوسة تكون فيها المواد المتفاعلة و الناتجة من التفاعل في أكثر من حالة لحالات المادة



مثال :



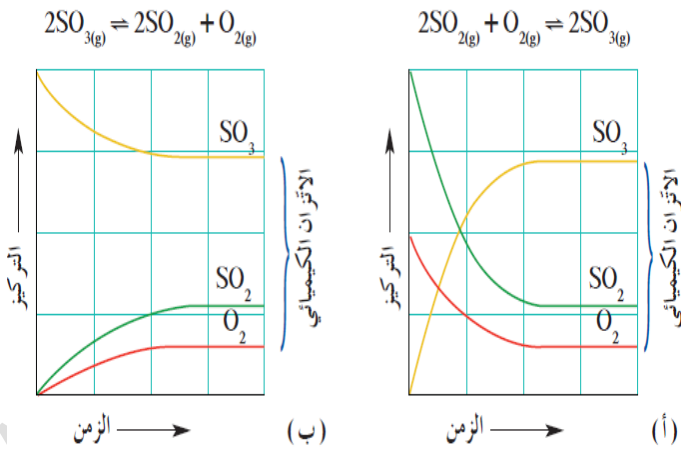
# الاتزان الكيميائي الديناميكي

ما المقصود بـ **الاتزان الكيميائي الديناميكي** :

لو أخذنا تفاعلاً عكوساً  $\rightleftharpoons$  من بدايته سيكون تركيز المواد المتفاعلة في البداية مرتفعاً وتكون سرعة التفاعل الطردى (المباشر) أكبر ما يمكن ، و لكن بعد مرور فترة زمنية سيقبل تركيز المتفاعلات و يزداد تركيز النواتج و عندها ستصبح سرعة التفاعل العكسي أكبر من سرعة التفاعل الطردى و يستمر التفاعل في الاتجاهين الى ان نصل الى وقت تتساوى عنده سرعة التفاعل الطردى مع سرعة التفاعل العكسي و هنا يكون النظام قد وصل الى حالة نسميها بحالة الاتزان الديناميكي :

**وهي حالة النظام التي يثبت فيها تراكيز المواد المتفاعلة و المواد الناتجة و بالتالي تكون سرعة التفاعل الطردى مساوية لسرعة التفاعل العكسي طالما بقي النظام بعيداً عن أي مؤثر خارجي**

لدينا علاقة تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيزات المواد المتفاعلة ، و تعرف هذه العلاقة بـ **قانون فعل الكتلة** :



**عند ثبات درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة كل مرفوع الى أس يساوي عدد المولات امام كل مادة في المعادلة الكيميائية الموزونة**

**ملاحظة هامة جداً** : بالرغم من تساوي معدل سرعة كل من التفاعل الطردى والعكسي عند الاتزان

لأن تركيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة على جانبي المعادلة الكيميائية لا يكون متساوي بالضرورة و لكنه يثبت



# موضع الاتزان

ما هي مكونات موضع الاتزان لتفاعل ما ؟

التركيزات النسبية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند الاتزان



**ملاحظة** : تُسرّع المادة المحفزة التفاعل الطردى والتفاعل العكسي بدرجة متساوية .

**علل** : تُسرّع المادة المحفزة التفاعل الطردى والتفاعل العكسي بدرجة متساوية .

**لأن التفاعل العكسي هو التفاعل الهضاد تهاه للتفاعل الطردى**

ما هي فائدة المادة المحفزة ؟ تقليل الفترة الزمنية للوصول الى الاتزان .

## ثابت الاتزان Keq

عند الوصول الى حالة الاتزان لديناميكي نحصل على ثابت يسمى :

بـ ثابت الاتزان  $K_{eq}$  :

هو النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة من التفاعل الى حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة كل مرفوع الى أس يساوي عدد المولات في المعادلة الكيميائية الموزونة



أكتب المعادلة الرياضية لثابت الاتزان للمعادلة الكيميائية التالية

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

**ملاحظة هامة جداً جداً** : ترتبط قيمة  $K_{eq}$  للتفاعل بدرجة الحرارة ، أي تتغير بتغيرها

**ملاحظة هامة جداً جداً** : هناك فرق بين ثابت الاتزان  $K_{eq}$  و موضع الاتزان

فقيمة ثابت الاتزان لا تتغير ( ثابتة ) اما موضع الاتزان ممكن ان يتغير لموضع جديد

## أذكر فوائد و الكمىة معرفة ثابتة الاتزان Keq ؟



① معرفة تراكيز المواد عند الاتزان

② تحدد أي من التفاعلات الطرية أو العكسية سيكون مفضلاً عند الاتزان.

③ تحدد أي من المواد ستكون الأكثر تواجداً عند الاتزان ( المواد الناتجة أم المواد المتفاعلة )

**ملاحظة هامة جداً جداً** : عندما تكون قيمة  $1 < Keq$  تكون المواد الناتجة أكثر تواجداً من المواد المتفاعلة

( أي أن موضع الاتزان يُزاح في اتجاه تكوين المواد الناتجة " أي باتجاه التفاعل الطري " )

**ملاحظة هامة جداً جداً** : عندما تكون قيمة  $1 > Keq$  تكون المواد المتفاعلة أكثر تواجداً من المواد الناتجة

( أي أن موضع الاتزان يُزاح في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة " أي باتجاه التفاعل العكسي " )

توضيح : ① يكون تكون المواد الناتجة **مفضلاً** عندما يكون  $Keq > 1$

② يكون تكون المواد المتفاعلة **مفضلاً** عندما يكون  $Keq < 1$

**ملاحظة** : ثابت الاتزان للتفاعل العكسي يساوي مقلوب ثابت الاتزان للتفاعل الطري  $Keq = \frac{1}{Keq}$

## كتابة عبارة ثابت الاتزان Keq

**أولاً** : في حالة الأنظمة المتجانسة ( حيث جميع المواد فيها في الحالة الغازية او السائلة )

☺ مثال توضيحي 1 : عبر عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية للتفاعل الكيميائي التالي :

$$K_{eq} = \frac{[PCl_3] \times [Cl_2]}{[PCl_5]}$$



☞ مثال توضيحي 2 : عبر عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية للتفاعل الكيميائي التالي :

$$K_{eq} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \times [O_2]}$$



## ثانياً : في حالة الأنظمة غير المتجانسة :

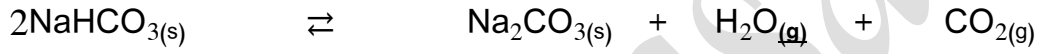
**علل :** لا يشمل تعبير ثابت الاتزان  $K_{eq}$  المواد الصلبة .

**لأن تركيزها ثابت لا يتغير و يساوي الواحد**

**علل :** لا يشمل تعبير ثابت الاتزان  $K_{eq}$  الماء في الحالة السائلة .

**لأنه يعمل كهذيب و بالتالي يكون تركيزه ثابت و يساوي الواحد**

مثال 1 : عبر عن ثابت الاتزان  $K_{eq}$  بالمعادلة الرياضية للتفاعلات التالية :



$$K_{eq} = [\text{H}_2\text{O}] \times [\text{CO}_2]$$



$$K_{eq} = [\text{CO}_2]$$



$$K_{eq} = \frac{[\text{NO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_3]}$$

**مسألة :** أعطى تحليل خليط في حالة اتزان مكون من النيتروجين والهيدروجين والامونيا ، وموجود في دورق سعته 1 L ، النتائج

التالية : هيدروجين 0.15 mol ، نيتروجين 0.25 mol ، امونيا 0.1 mol ، احسب ثابت الاتزان  $K_{eq}$  لهذا التفاعل



.....  
.....

# العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي

الضغط

درجة الحرارة

التركيز

ما هو نص : مبدأ لوشاتليه

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

ملاحظة : تشمل العوامل السابقة :

① التغيرات في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة .

② التغيرات في درجة الحرارة والضغط

ملاحظة : تكون إزاحة موضع الاتزان تعويضاً عن الاختلال الذي سببه التغير في أي من العوامل

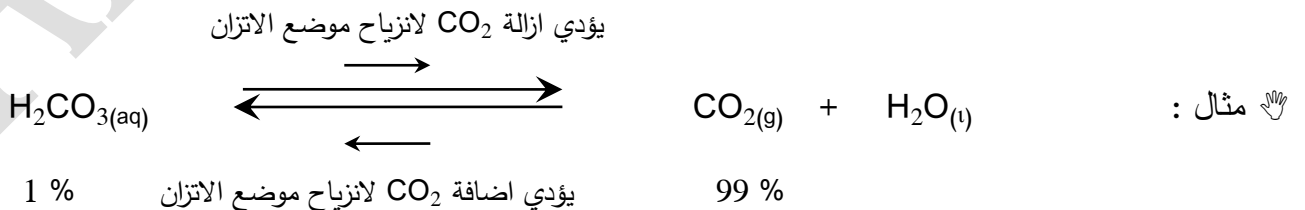
ما هي العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي ؟



## التركيز

تمهيد : يُسبب تغير أي كمية أو تركيز لمادة متفاعلة أو ناتجة اختلال في اتزان النظام ، وهنا سيعدل النظام نفسه

ليقلل من تأثير هذا التغير .



عن اضافة المزيد من غاز ثاني أكسيد الكربون ( مادة ناتجة ) الى التفاعل : يختل الاتزان و عندها سينزاح موضع الاتزان باتجاه التفاعل العكسي (

بهدف استهلاك كمية CO المضافة لكي يصل الاتزان الى حالة جديدة

علا ما عند تقليل تركيز غاز ثاني اكسيد الكربون يحدث العكس حيث ينزاح موضع الاتزان باتجاه اليمين أي باتجاه التفاعل الطردي بهدف تعويض النقص

في كمية CO<sub>2</sub> أي سيزداد تفكك H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

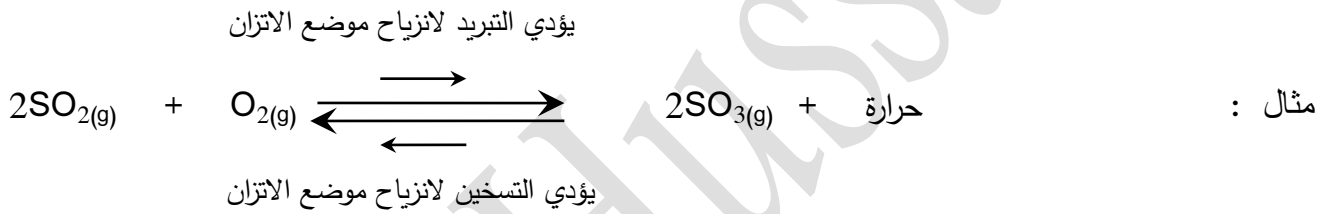


# درجة الحرارة

تمهيد : يؤدي ارتفاع أو انخفاض درجة الحرارة على موضع اتزان التفاعل الكيميائي

## و هو العامل الوحيد الذي يغير قيمة ثابت الاتزان .

قيمة التغير الحراري $\Delta H$	نوع التفاعلات
سالبة $\Delta H < 0$	تفاعلات طاردة للحرارة
موجبة $\Delta H > 0$	تفاعلات ماصة للحرارة
لا تغير حراري $\Delta H = 0$	تفاعلات لا حرارية

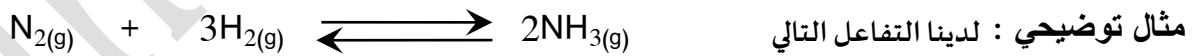


ملاحظة : تم اعتبار الحرارة في التفاعلات السابقة كإحدى المواد الناتجة

## الضغط

توضيح : يؤثر الضغط على المواد الغازية عندما يكون هناك اختلاف في عدد هولات المواد المتفاعلة والناتجة على

كل من جانبي المعادلة .



- عند زيادة الضغط في التفاعل السابق سيميل التفاعل الى تخفيف الضغط الزائد عليه من خلال تقليل عدد جزيئات الغاز

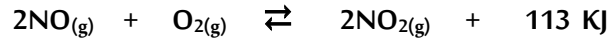
في وسط التفاعل أي من خلال تكوين جزيئات من الغاز الناتج .

- أما في حالة نقص أو تقليل الضغط سيميل النظام الى زيادة عدد الجزيئات الغازية (المواد المتفاعلة) في وسط التفاعل

حيث سيحدث تفكك جزيئي للأمونيا لتتكون اربعة جزيئات من المواد المتفاعلة .

ملاحظة هامة : قيمة Keq للتفاعل المتزن ترتبط بدرجة الحرارة أي تتغير بتغيرها ولا تتغير قيمة Keq بتغير كل

من الضغط والتركيز

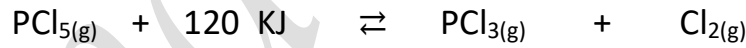


في النظام المتزن التالي :

وضح تأثير كل مما يلي على الاتجاه الذي يُزاح إليه موضع الاتزان

1	تقليل تركيز الأكسجين :
2	إضافة المزيد من $\text{NO}_2$ :
3	تقليل حجم الوعاء :
4	إضافة المزيد من $\text{NO}$ :
5	تقليل الضغط :
6	خفض درجة الحرارة :

ماذا يحدثُ **لقية ثابت الاتزان** ( $K_{eq}$ ) ولكمية ( $\text{PCl}_5$ ) في التفاعل التالي :



في الحالات التالية :

1	رفع درجة حرارة التفاعل :
2	زيادة الضغط المؤثر على النظام :
3	زيادة حجم الوعاء :
4	زيادة تركيز غاز الكلور :
5	خفض درجة حرارة التفاعل :
6	سحب غاز ( $\text{PCl}_3$ ) المتكون باستمرار :



# الأحماض و القواعد Acids and Bases



## الدرس الأول ( ١ - ١ ) وصف الأحماض و القواعد

الخواص العامة للقواعد	الخواص العامة للأحماض
① طعمها مر وملمسها زلق	① طعمها لاذع
② تغير لون بعض الأدلة ( تُرْزِق ورقة تيلع الشمس ذات اللون الأحمر )	② تُغبر لون بعض الأدلة ( تُحمر ورقة تيلع الشمس ذات اللون الأزرق )
③ يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليتات قوية أو ضعيفة	③ يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليتات قوية أو ضعيفة
④ تستخدم في صناعة المنظفات	④ تستخدم الأحماض والقواعد في الكثير من العمليات الصناعية مثل إعداد الخل والمشروبات الغازية والأقراص المضادة للحموضة وصناعة بطاريات السيارات ومواد التنظيف المنزلية
⑤ يستخدم حليب المغنيسيا ( معلق من هيدروكسيد المغنسيوم في الماء ) وهو قاعدة لمعالجة زيادة حموضة المعدة	⑤ يحتاج جسم الإنسان إلى الأحماض والقواعد ليقوم بوظائفه الحيوية على أكمل وجه
⑥ تتفاعل القواعد مع الأحماض لتكوين ماء وملح	⑥ يتفاعل الكثير من الفلزات مثل الخارصين Zn والمغنسيوم Mg مع المحاليل المائية للأحماض لتعطى غاز الهيدروجين وتتفاعل الأحماض أيضاً مع القواعد لتكوين ماء وملح

## نظريات الأحماض و القواعد

لويس

برونستد - لوري

أرهينيوس

### القاعدة

### الحمض

تنتج $\text{OH}^-$
تستقبل $\text{H}^+$
تُعطي زوج من الالكترونات

يعطي ( يُنتج ) $\text{H}^+$
يُعطي $\text{H}^+$
يستقبل زوج من الالكترونات

أهينيوس

برونستد - لوري

لويس

# أحماض وقواعد أرهينيوس

قواعد أرهينيوس	أحماض أرهينيوس
هي مركبات تتأين لتعطي أنيونات الهيدروكسيد $OH^-$ في المحلول الهائي	هي مركبات تحتوي على هيدروجين و تتأين لتعطي كاتيون الهيدروجين $H^+$ في المحلول الهائي

ملاحظة هامة : ( يجب أن يكون المركب ذواباً في الماء حتى تطبق عليه نظرية أرهينيوس )

تنقسم الأحماض حسب عدد البروتونات التي تعطيها في المحلول الى:

أحماض ثلاثية البروتون	أحماض ثنائية البروتون	أحماض أحادية البروتون
هي الأحماض التي تحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين	هي الأحماض التي تحتوي على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين	هي الأحماض التي تحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين
حمض الفوسفوريك $H_3PO_4$	حمض الكبريتيك $H_2SO_4$	حمض النيتريك $HNO_3$
	حمض الكربونيك $H_2CO_3$	حمض الهيدروكلوريك $HCl$
		حمض الاسيتيك $CH_3COOH$

## ملاحظات :

**علل** لا يعتبر الميثان  $CH_4$  من الأحماض رغم احتوائه على أربع ذرات هيدروجين

لأن ذرات الهيدروجين الأربعة في مركب الميثان  $CH_4$  مرتبطة بذرة الكربون  $C - H$  بروابط

قطبية ضعيفة وبالتالي لا يحتوي الميثان على ذرات هيدروجين قابلة للتأين (لا يذوب في الماء)

**علل** يعتبر حمض الأسيتيك ( $CH_3COOH$ ) يعتبر حمضاً أحادي البروتون

لأن حمض الأسيتيك  $CH_3COOH$  يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة متصلة بذرة أكسجين

ذات السالبية الكهربائية العالية و لذلك تكون قابلة للتأين في حين أن ذرات الهيدروجين الثلاث

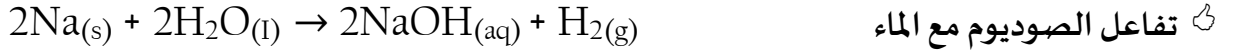
الأخرى تتصل بذرة الكربون بروابط قطبية ضعيفة وبالتالي تكون غير قابلة للتأين

## أمثلة لبعض القواعد :

الذوبانية في الماء	الصيغة	اسم القاعدة
عالية	KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
عالية	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
منخفضة جداً	$Ca(OH)_2$	هيدروكسيد الكالسيوم
منخفضة جداً	$Mg(OH)_2$	هيدروكسيد المغنيسيوم

## تحضير بعض القواعد الشائعة

① هيدروكسيد الصوديوم NaOH أكثر القواعد شيوعاً ينتج هذا المركب من خلال :



يُستخدم هيدروكسيد الصوديوم في تحضير المنتجات المنزلية المستخدمة في تسليك البالوعات وتنظيفها

يعتبر كل من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم مواد صلبة أيونية تذوب في الماء .



هيدروكسيدات المجموعة 2A	هيدروكسيدات المجموعة 1A	وجه المقارنة
Mg(OH) <sub>2</sub>	NaOH	أمثلة
Ca(OH) <sub>2</sub>	KOH	
أقل	أكبر	الذوبان في الماء (أقل - أكبر)
منخفض	مرتفع	تركيز أيون الهيدروكسيد OH <sup>-</sup> (مرتفع - منخفض)
محاليلها دائماً تكون مخففة	محاليلها دائماً تكون مركزة	محاليلها

**علل :** المحاليل القلوية لهيدروكسيدات عناصر المجموعة 1A يجب غسلها وإزالتها عن

الجلد بالماء في حال لمسها أو انسكابها

لأن تلك الهاليل القاعدية تسبب ألها شديد وتأكلاً للجلد نظر إلى خواصها الكاوية للجلد

و لا يلتئم الجرح الذي تسببه بسرعة لذلك يجب غسلها جيد

**علل :** يمكن تحضير محاليل مركزة من هيدروكسيدات فلزات المجموعة 1A (مثل هيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم)

لأن ذوبانيتها في الماء عالية

**علل :** لا يمكن تحضير محاليل مركزة من هيدروكسيدات فلزات المجموعة 2A (مثل هيدروكسيد المغنيسيوم أو الكالسيوم)

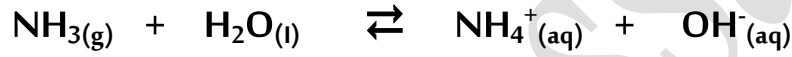
لأن ذوبانيتها في الماء ومنخفضة جداً

**ملاحظة :** كلما زادت ذوبانية القاعدة في الماء زادت قوتها وزاد تركيز OH<sup>-</sup> في محلولها المائي

## تُصور نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد

① نظرية أرهينيوس محصورة **بالمحاليل المائية** فقط حيث أنها لم تفسر حالة المحاليل غير المائية

② بعض المركبات لا تحتوي على مجموعات الهيدروكسيد مثل الأمونيا (NH<sub>3</sub>) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية



وكذلك أسيتات الصوديوم (CH<sub>3</sub>COONa) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية



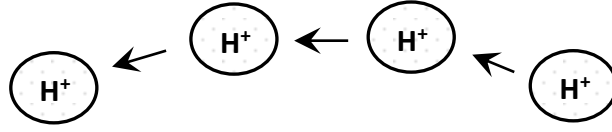
وكذلك كربونات الصوديوم (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية

③ بعض المركبات لا تحتوي على كاتيونات الهيدروجين H<sup>+</sup> مثل كلوريد الأمونيوم NH<sub>4</sub>Cl

وغاز (CO<sub>2</sub>) ولكنها تُنتج محلولاً حمضياً عند ذوبانها في الماء .



# نظرية برونستد - لوري للأحماض والقواعد



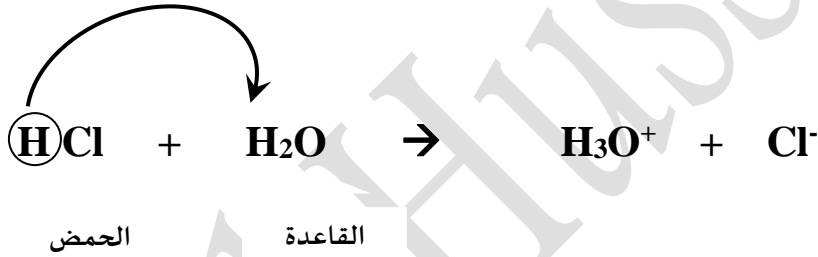
## قواعد برونستد - لوري

## أحماض برونستد - لوري

هي الهادة (جزئ أو أيون) التي تستقبل كاتيون هيدروجين  $\text{H}^+$  (بروتون) في المحلول وتسمى مستقبل بروتون

هي الهادة (جزئ أو أيون) التي تعطي كاتيون هيدروجين  $\text{H}^+$  (بروتون) في المحلول و تسمى معطي بروتون

يُمكنُ حُدوثُ التفاعل بين حمض وقاعدة عند **انتقال البروتون** من الحمض واستقبال القاعدة له



## الأزواج المترافقة

عندما يفقد الحمض بروتونه ( $\text{H}^+$ ) يتحول إلى قاعدة مرافقة  
وعندما تستقبل القاعدة البروتون من الحمض تصبح حمضاً مرافقاً.

### القاعدة المرافقة

### الحمض المرافقة

هي الجزء المتبقي من الحمض بعد فقد البروتون

هو الجزء الناتج من القاعدة بعد استقبال البروتون

وهي أقل من حمضها المرافق بذرة هيدروجين واحدة

وهو أكثر من قاعدتها المرافقة بذرة هيدروجين واحدة

(أو ما تبقى من القاعدة بعد استقبال بروتون)

**الزوج المترافق : هو كل حمض وقاعدته المترافقة ، أو كل قاعدة وحمضها المرافق**



زوج مترافق

حمض	+	قاعدة	$\rightleftharpoons$	حمض مترافق	+	قاعدة مترافقة
HBr	+	H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	Br <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	+	NH <sub>3</sub>	$\rightleftharpoons$	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	+	H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+	H <sub>2</sub> O	$\rightleftharpoons$	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>

زوج مترافق

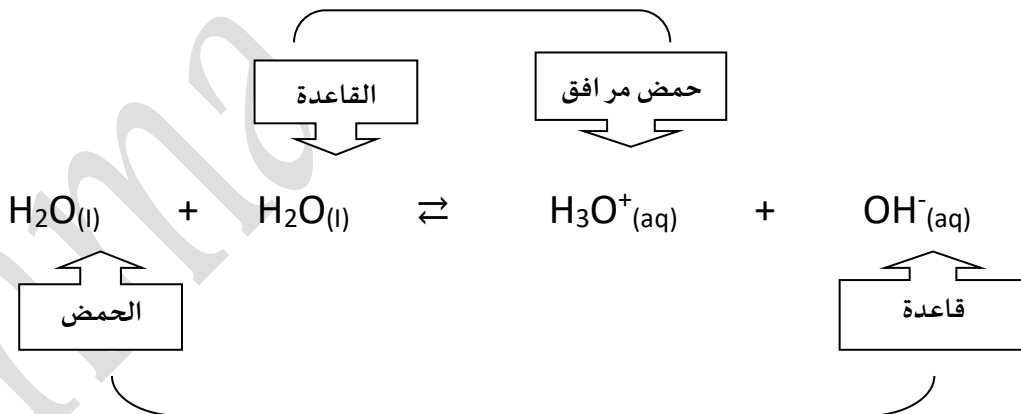
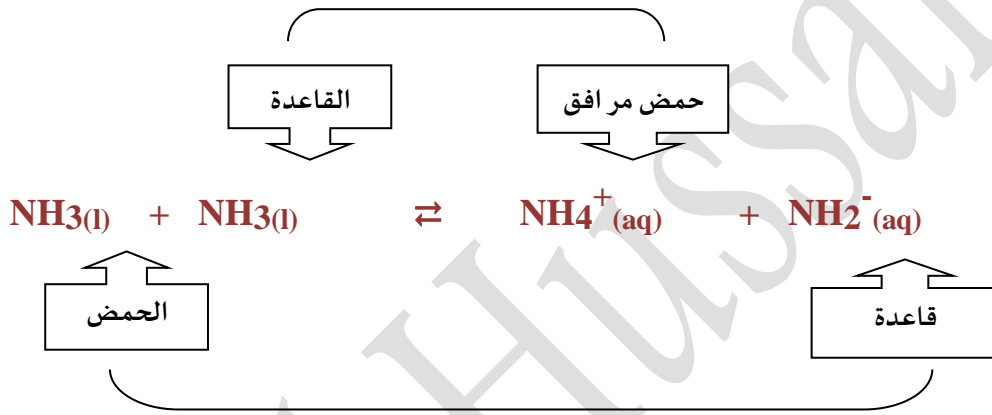
الحمض	القاعدة المترافقة
HCl	Cl <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
CH <sub>3</sub> COOH	
H <sub>2</sub> O	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	

# المواد المترددة :

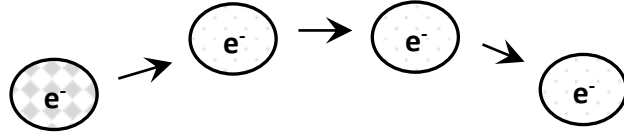
بعض المواد يمكن أن تتأين ذاتياً مثل الماء والأمونيا وفي هذه الحالة يسلك جزء منها كحمض بينما يسلك الجزء الآخر

كقاعدة وتسمى هذه المواد بالمواد المترددة

**وهي المواد التي تسلك كحمض عندما تتفاعل مع القواعد ، وتسلك كقاعدة عندما تتفاعل مع الحمض**



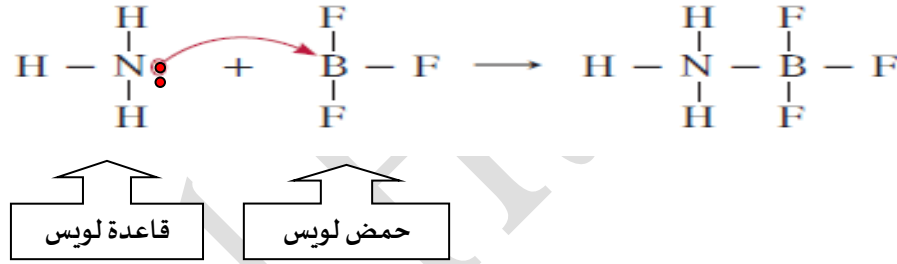
# أحماض و قواعد لويس



قاعدة لويس	حمض لويس
هي الجزيئات أو الأيونات التي لها قدرة على إعطاء ( منح ) زوج من الإلكترونات الحرة	هو الهادة التي لها القدرة على استقبال زوج من الإلكترونات الحرة

تتفاعل قاعدة لويس مع حمض لويس على النحو التالي :

حمض + قاعدة ← مركب معقد ذو رابطة تناسقية ( متراكب )



أمثلة على قواعد لويس	أمثلة على أحماض لويس	
جُزئ مُتعادل فيه ذرة لديها زوج من الإلكترونات الحرة ( مثل $\text{H}_2\text{O}$ ، $\text{NH}_3$ )	جُزئ مُتعادل فيه ذرة لم تطبق قاعدة الثمانية ( $\text{AlCl}_3$ ، $\text{BF}_3$ )	1
الأيونات السالبة حيث أن عندها القدرة على منح الإلكترونات ( مثل $\text{CN}^-$ ، $\text{CO}_3^{2-}$ ، $\text{HSO}_4^-$ )	الأيونات الموجبة ( الكاتيونات ) ( $\text{Ag}^+$ ، $\text{CO}^{2+}$ ، $\text{Ni}^{2+}$ ، $\text{Al}^{3+}$ ) حيث أن لها رغبة في اكتساب الإلكترونات	2
المركبات <u>العضوية</u> التي تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية ( مثل غاز الايثين $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ )	جُزئ به رابطة تساهمية ثنائية به ذرتين مُختلفتين بالسالبية الكهربائية [ مثل ( $\text{SO}_3$ ) ، ( $\text{O}=\text{C}=\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2$ ) ]	3

مميزات نظرية لويس عن نظرية أركينيوس ونظرية برونستد - لوري

① اعتبر لويس أن الحمض هو المادة القادرة على أن تستقبل الإلكترونات التي تعطيها القاعدة .

② استخدم لويس زوجاً من الإلكترونات الحرة بدلاً من البروتون لتكوين الرابطة التساهمية

لذلك أضاف تعريف لويس عدداً من المركبات الأخرى التي تسمى أحماض لويس .

ضع علامة (✓) بين القوسين المتقابلين لأنسب اجابة صحيحة تكول بها العبارات التالية :

1 تمييز الاحماض بالخواص التالية ، عدا خاصية واحدة منها ، وهي :

- تُحمر ورقة عباد الشمس  لها طعم لاذع  
 لا تتفاعل مع الفلزات القلوية  مركبات تحتوي على هيدروجين يتأين في المحلول

2 احد المركبات التالية يمكن اعتباره حمض برفهوم أرهينيوس :

- CH<sub>4</sub>  NH<sub>3</sub>  
 H<sub>2</sub>S  LiH

3 الحمض حسب مرفهوم برونستد لوري في التفاعل التالي :  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$  هو :

- H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>  NH<sub>3</sub>  
 NH<sub>4</sub><sup>+</sup>  H<sub>2</sub>O

4 أحد الأزواج التالية لا يكون زوج مترافق حسب مرفهوم برونستد لوري للأحماض والقواعد :

- OH<sup>-</sup> , NaOH  NH<sub>4</sub><sup>+</sup> , NH<sub>3</sub>  
 H<sub>2</sub>S , HS<sup>-</sup>  OH<sup>-</sup> , H<sub>2</sub>O

5 في التفاعل التالي :  $\text{HF}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{F}^-_{(aq)}$  الحمض المرافق هو :

- H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>  HF  
 F<sup>-</sup>  H<sub>2</sub>O

6 الصيغة الكيميائية للقاعدة المرافقة للماء هي :

- O<sup>2-</sup>  OH<sup>-</sup>  
 OH  H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

7 في التفاعل التالي :  $\text{HCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

- يُعتبر أيون الهيدرونيوم حمضاً مرافقاً للماء  يُعتبر أيون الهيدرونيوم حمضاً مرافقاً للماء  
 يُعتبر أيون الكلوريد قاعدة مرافقة لأيون الهيدرونيوم  يُعتبر HCl قاعدة مرافقة لأيون الكلوريد

8 ﴿ أحد الأنواع التالية لا يُعتبر حمضاً حسب تعريف برونستد - لوري ، و هو :

$\text{HSO}_4^-$

$\text{NH}_4^+$

$\text{H}_2\text{O}$

$\text{Ag}^+$

9 ﴿ في التفاعل التالي  $\text{Ag}^+ + 2 : \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Ag} ( : \text{NH}_3)_2]^+$

تُعتبر الأمونيا حمض لويس

يُعتبر كاتيون الفضة حمض لويس

يرتبط كاتيون الفضة مع الأمونيا برابطة أيونية

يُعتبر كاتيون الفضة قاعدة لويس

10 ﴿ في التفاعل التالي أحد الأنواع التالية يُعتبر حمضاً حسب مفهوم لويس فقط :

$\text{NH}_4\text{Cl}$

$\text{KOH}$

$\text{H}_2\text{O}$

$\text{BF}_3$

11 ﴿ القاعدة حسب مفهوم لويس هي النوع الذي :

يستقبل بروتوناً

يفقد بروتوناً

يعطي زوج من الالكترونات لتكوين رابطة تساهمية

يستقبل زوج من الالكترونات لتكوين رابطة تساهمية

13 ﴿ العبارة الصحيحة من العبارات التالية هي :

قاعدة برونستد - لوري لها القدرة على فقد بروتون أو أكثر

حمض لويس له القدرة على اكتساب زوج أو أكثر من الالكترونات

حمض برونستد - لوري له القدرة على اكتساب بروتون أو أكثر

قاعدة لويس لها القدرة على اكتساب زوج أو أكثر من الالكترونات

**علل لما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً :**

1 ﴿ الأمونيا تُعتبر قاعدة حسب نظرية برونستد - لوري **لأنها تستطيع استقبال بروتون**

2 ﴿ يسلك الماء سلوكاً مُتردداً حسب تعريف برونستد - لوري

**لأنه يستطيع فقد أو استقبال بروتون و بالتالي يسلك سلوك الحمض و القاعدة معا**



3 ﴿ في التفاعل التالي  $\text{H}_3\text{N} + \text{BF}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{N} : \text{BF}_3$  تُعتبر الأمونيا قاعدة لويس ، بينما يُعتبر ثالث فلوريد البورون حمض لويس

**لأن الأمونيا تعطي زوج من الالكترونات بينما ثالث فلوريد البورون يستقبل زوج من الالكترونات**

4 ﴿ لا يُعتبر ثالث فلوريد البورون حمضاً بحسب برونستد - لوري ، لكنه يُعتبر من أحماض لويس :

**لأنه لا يستطيع فقد بروتون لكنه يستطيع استقبال زوج من الالكترونات**

# الدرس الثاني (٢-١) تسمية الأحماض والقواعد

الأحماض الثلاثية

الأحماض الثنائية

(الأكسجينية)

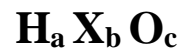
HA (غير الأكسجينية)



هي أحماض تتكون من عنصرين فقط الهيدروجين و عنصر لافلزي أكثر سالبية كهربائية

طريقة التسمية : كلمة حمض + هيدرو + اسم العنصر (A) + المقطع يك			
صيغة الحمض	اسم الحمض	العنصر A	اسم العنصر A
HCl	حمض الهيدروكلوريك	Cl	الكلور
HF	حمض الهيدروفلوريك	F	الفلور
HBr	حمض الهيدروبروميك	Br	البروم
HI	حمض الهيدرويوديك	I	اليود
H <sub>2</sub> S	حمض الهيدروكبريتيك	S	الكبريت

الأحماض الثلاثية



(الأكسجينية)

هي أحماض تتكون من ثلاثة عناصر هي الهيدروجين و الأكسجين و عنصر ثالث ( لافلزي ) يسمي بالذرة المركزية

♦ ملاحظة : يكون العنصر x عادةً عنصراً لا فلزياً ويمكن أن يكون في بعض الأحيان عنصراً فلزياً

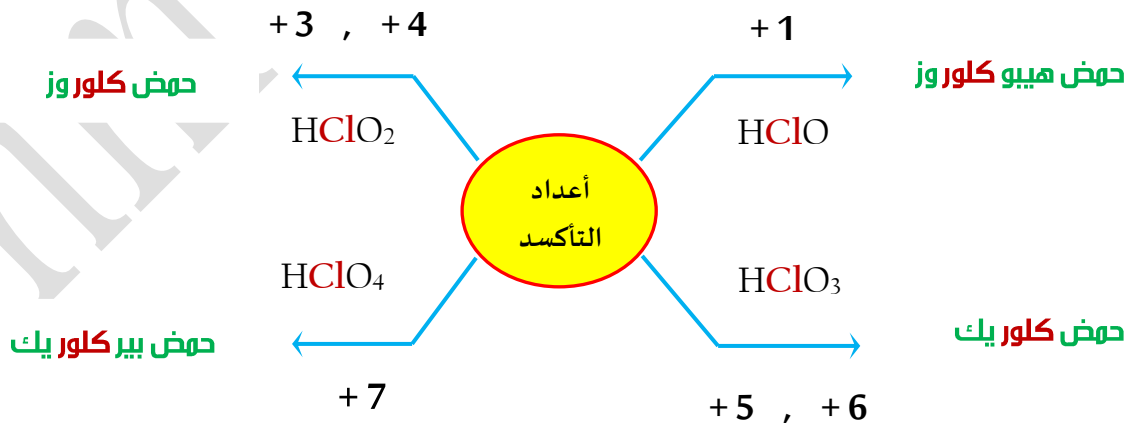
من الفلزات الانتقالية حيث يكون عدد تأكسده مرتفعاً مثل  $Mn^{+7}$  ,  $Mn^{+6}$  ,  $Cr^{+6}$

عدد التأكسد	X
+7 , +5 , +3 , +1	الهالوجينات
+6 , +4	عنصر الكبريت S
+5 , +3	عنصر النيتروجين N
+5 , +3	عنصر الفوسفور P
+4	عنصر الكربون C

## تسمية الأحماض الثلاثية ( الأوكسجينية ) $H_a X_b O_c$

نَعْتَمِدُ فِي تَسْمِيَةِ الْأَحْمَاضِ الثَّلَاثِيَةِ عَلَى مَعْرِفَةِ عَدَدِ تَأَكْسِدِ الذَّرَةِ الْمُرْكُزِيَةِ حَيْثُ سَنَسْتَقْبِدُ مِنَ الْجَدْوَلِ التَّالِيِ :

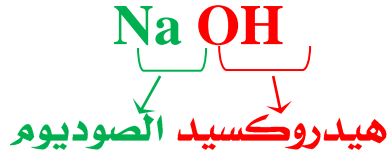
المقطع الأخير	المقطع المتوسط	المقطع الأول	إذا كان عددُ تَأَكْسِدِ الذَّرَةِ الْمُرْكُزِيَةِ	
<b>وز</b>	اسم الذرة المركزية	<b>هيبو</b>	+ 1	
<b>وز</b>	اسم الذرة المركزية	—	+ 4	+ 3
<b>يك</b>	اسم الذرة المركزية	—	+ 6	+ 5
<b>يك</b>	اسم الذرة المركزية	<b>بير</b>	+ 7	



[ **حالة خاصة** ] تُكوِّن ذرَّة الكربون حمض أوكسجيني واحدا ( وهو حمض الكربونيك )



# تسمية القواعد : اسم الكاتيون + اسم الأنيون



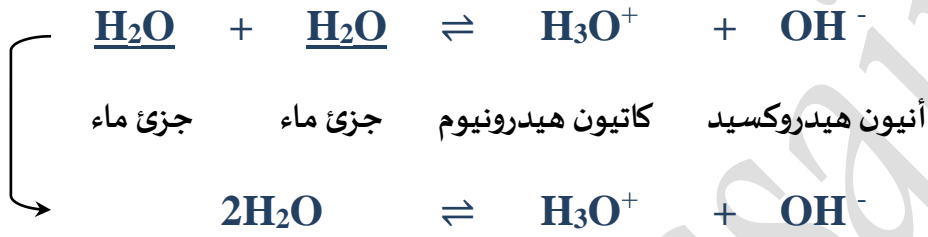
أكمل الجدول التالي:

صيغة الحمض	اسم الحمض	صيغة القاعدة	اسم القاعدة
HBrO	حمض الهيبوبروموز	Ba(OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد الباريوم
HBrO <sub>2</sub>	حمض البروموز	RbOH	
HBrO <sub>3</sub>		Ca(OH) <sub>2</sub>	
HBrO <sub>4</sub>		Al(OH) <sub>3</sub>	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		Fe(OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد الحديد II
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>		LiOH	
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>			هيدروكسيد البريليوم
	حمض النيتريك		هيدروكسيد النحاس I
	حمض الكبريتيك	NaOH	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		KOH	



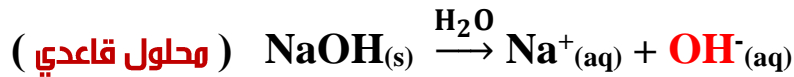
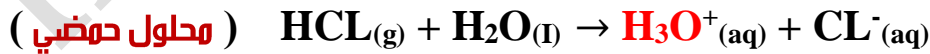
# الدرس الثالث (٣-١) كاتيونات الهيدروجين و الحموضة

التأين الذاتي للماء: التفاعل الذي يحدث بين جزيئي ماء لإنتاج كاتيون هيدرونيوم وأنيون هيدروكسيد



يُطلق على أيونات الهيدروجين في المحلول المائي اسم بروتونات أو كاتيونات هيدروجين أو كاتيونات هيدرونيوم

حاصل ضرب تركيزي كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد في الماء عند 25°C $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$	ثابت تأين الماء أو (الحاصل الأيوني $K_w$ )
هو المحلول الذي يتساوى فيه تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{M}$ عند 25°C	المحلول المتعادل
هو المحلول الذي يكون فيه تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ ويكون $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{M}$ عند 25°C	المحلول الحمضي
هو المحلول الذي يكون فيه تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ ويكون $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{M}$ عند 25°C	المحلول القاعدي



ملاحظة: في المكالمات المائية: 

يكون حاصل ضرب تركيز كاتيون هيدرونيوم و تركيز أنيون هيدروكسيد عند درجة حرارة 25°C

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

**مسألة 1 :** إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول مائي يساوي  $1 \times 10^{-3} \text{ M}$  فما هو

تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول؟ وهل المحلول حمضي أم قاعدي أم متعادل؟

**الحل :**

$$K_w = [ \text{H}_3\text{O}^+ ] \times [ \text{OH}^- ]$$

$$1 \times 10^{-14} = [ \text{H}_3\text{O}^+ ] \times [ 1 \times 10^{-3} ]$$

$$[ \text{H}_3\text{O}^+ ] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

بما أن  $1 \times 10^{-7} > [ \text{H}_3\text{O}^+ ]$  إذاً المحلول قاعدي

**مسألة 2 :** صنف المحاليل التالية الى حمضية وقاعدية ومتعادلة : -

$[ \text{OH}^- ] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ④	$[ \text{OH}^- ] = 3 \times 10^{-2} \text{ M}$ ③	$[ \text{H}_3\text{O}^+ ] = 2 \times 10^{-7} \text{ M}$ ②	$[ \text{H}_3\text{O}^+ ] = 6 \times 10^{-10} \text{ M}$ ①

**ضع علامة (✓) بين القوسين المتقابلين للنسب اجابة صحيحة تكمل بها العبارات التالية :**

1 ﴿ في محلول حمض النيتريك ( $\text{HNO}_3$ ) الذي درجة حرارته ( $25^\circ\text{C}$ ) يكون :

تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  أكبر من  $1 \times 10^{-7} \text{ M}$   تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  أقل من  $1 \times 10^{-7} \text{ M}$

تركيز أنيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  أكبر من  $1 \times 10^{-7} \text{ M}$   تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  يساوي  $1 \times 10^{-7} \text{ M}$

2 ﴿ إذا كانت قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في الماء المقطر يساوي ( $2.5 \times 10^{-7}$ ) فإن تركيز أنيون الهيدروكسيد :

يساوي  $4 \times 10^{-8} \text{ M}$   يساوي  $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$

أكبر من  $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$   يساوي  $1 \times 10^{-14} \text{ M}$

3 ﴿ المحلول الحمضي من بين المحاليل التالية التي درجة حرارتها ( $25^\circ\text{C}$ ) يكون فيه تركيز :

كاتيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$   $1 \times 10^{-7} \text{ M}$   كاتيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$   $2 \times 10^{-12} \text{ M}$

أنيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$   $2 \times 10^{-12} \text{ M}$   أنيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$   $1 \times 10^{-2} \text{ M}$

**ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة و علامة (×) أمام العبارة الغير صحيحة لكل من العبارات التالية :**

1 ﴿ ثابت تاين الماء ( $K_w$ ) مقدار ثابت يساوي ( $1 \times 10^{-14}$ ) عند جميع درجات الحرارة [ ]

2 ﴿ في المحلول المائي لحمض النيتريك  $\text{HNO}_3$  يكون تركيز أنيون الهيدروكسيد أكبر من  $1 \times 10^{-7} \text{ M}$  عند ( $25^\circ\text{C}$ ) [ ]

3 ﴿ في محلول الأمونيا يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم أقل من تركيز أنيون الهيدروكسيد [ ]

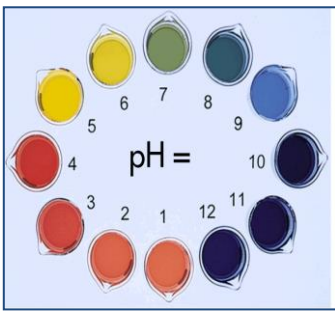
4 ﴿ في الماء المقطر يكون تركيز كاتيون الهيدروجين يساوي تركيز أنيون الهيدروكسيد عند أي درجة حرارة [ ]

5 ﴿ إذا كان تركيز كاتيون الهيدروجين  $[\text{H}^+]$  في الماء النقي عند ( $40^\circ\text{C}$ ) يساوي  $1.7 \times 10^{-7} \text{ M}$  فإن ثابت تأين [ ]

الماء يساوي  $2.89 \times 10^{-14}$

6 ﴿ المحلول المائي الذي تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه  $1.7 \times 10^{-8} \text{ M}$  عند ( $25^\circ\text{C}$ ) يُحمر ورقة تباع الشمس [ ]

# ما هو الأس الهيدروجيني pH



يُستخدم الأس الهيدروجيني بدلاً من التركيز المولاري للتعبير عن تركيز كاتيون  $[H_3O^+]$

يتراوح الأس الهيدروجيني بين (0 - 14) (تكون pH = 7 للمحاليل المتعادلة)

(تكون pH = 0 للمحاليل الحمضية القوية جداً) (تكون pH = 14 للمحاليل القلوية القوية جداً)

$pH = -\log [H_3O^+]$	هي القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز كاتيون $[H_3O^+]$	الأس الهيدروجيني pH
$pOH = -\log [OH^-]$	هي القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز أنيون $[OH^-]$	الأس الهيدروكسيدي pOH

$[H_3O^+]$	pH	عند $(25^\circ C)$	pOH
$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} M$	pH = 7	محلول متعادل	pOH = 7
$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7} M$	pH < 7	محلول حمضي	pOH > 7
$[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7} M$	pH > 7	محلول قاعدي	pOH < 7

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

## العلاقة بين pH و pOH

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH$$

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

$$pOH = 14 - pH$$

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

**ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة و علامة (×) أمام العبارة الغير صحيحة لكل من العبارات التالية :**

1 ✎ زجاجة ماء كُتب عليها الأس الهيدروجيني ( pH = 7.2 ) فهذا يعني أن الماء فيها قلوي التأثير [ ]

2 ✎ عينة من أحد المنظفات ، قيمة الاس الهيدروكسيدي ( pOH = 5 ) عند ( 25 °C ) ، فإن قيمة الاس [ ]

الهيدروجيني ( pH ) لهذه العينة تساوي ( 9 )

3 ✎ في جميع المحاليل المائية  $pH + pOH = 14$  عند ( 25 °C ) [ ]

4 ✎ تزداد حمضية المحاليل بزيادة الأس الهيدروجيني ( pH ) لها [ ]

**ضع علامة (✓) بين القوسين المتقابلين لنسب اجابة صحيحة تكمل بها العبارات التالية :**

1 ✎ حاصل جمع ( pOH ، pH ) يساوي 14 عند ( 25 °C ) :

للمحاليل الحمضية فقط  للمحاليل القلوية فقط

للمحاليل المتعادلة فقط  لجميع المحاليل المائية

2 ✎ إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول هائي يساوي (  $1 \times 10^{-5}$  ) عند ( 25 °C ) :

الأس الهيدروجيني للمحلول يساوي 5 و المحلول قلوي  الأس الهيدروجيني للمحلول يساوي 5 و المحلول متعادل

الأس الهيدروجيني للمحلول يساوي 9 و المحلول قلوي  الأس الهيدروكسيدي للمحلول يساوي 9 و المحلول قلوي

3 ✎ المحلول الأكثر حمضية من بين الهاليل التالية عند ( 25 °C ) :

الأس الهيدروجيني له 12  الأس الهيدروكسيدي له 3.5

تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه  $1 \times 10^{-7} M$   تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه  $1 \times 10^{-2} M$

4 ✎ قيمة الأس الهيدروجيني pH لمحلول حمض HCl الذي تركيزه 0.0001 M :

1  10

3  4

**علل :** الماء النقي يُعتبر مُتعادلاً عند جميع درجات الحرارة

لأن تركيز  $[ H_3O^+ ] = [ OH^- ]$

**مسألة 1 :** أوجد قيمة pH لكل محلول من المحاليل التالية :-

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M ( أ )}$$

$$[H_3O^+] = 0.0010 \text{ M ( ب )}$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9} \text{ M ( ج )}$$

**مسألة 2 :** احسب تركيز كاتيون الهيدرونيوم للمحاليل التي لها قيم pH التالية :-

4 (أ)

11 (ب)

8 (ج)

**مسألة 3 :** احسب الأس الهيدروجيني pH عند 25°C لمحلول يساوي فيه تركيز أنيون

$$[OH^-] = 4 \times 10^{-11} \text{ M الهيدروكسيد}$$

**مسألة 4 :** احسب الأس الهيدروجيني pH لكل من المحاليل التالية :

$$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-6} \text{ M ( أ )}$$

$$[H_3O^+] = 8.3 \times 10^{-10} \text{ M ( ب )}$$

$$[OH^-] = 4.3 \times 10^{-5} \text{ M ( ج )}$$

# كيف يقاس الأس الهيدروجيني pH

قياس الأس الهيدروجيني pH-Meter

أشرطة الأدلة الورقية

أدلة التعادل

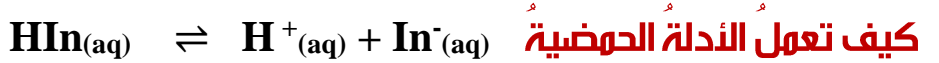
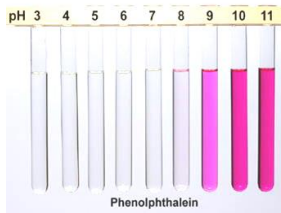
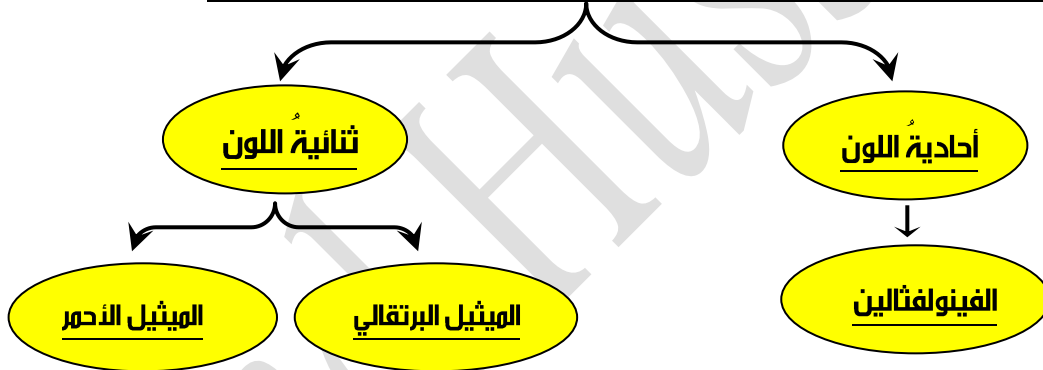
أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها تبعاً لقيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي توضع فيه

تتقسم أدلة التعادل (Indicator) إلى نوعين تبعاً لحوضيتها أو قاعدتها

أدلة التعادل القاعدية ويرمز لها (InOH)

أدلة التعادل الحمضية ويرمز لها (HIn)

تتقسم أدلة التعادل إلى نوعين تبعاً لعدد ألوانها في الوسط الحمضي والوسط القاعدي:



في الوسط القاعدي	في الوسط الحمضي
عند وضع الدليل في وسط قاعدي يزداد تركيز $[\text{OH}^-]$ فيتحد مع كاتيون $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ويتكون الماء فيقل $[\text{HIn}]$ (تركيز الحالة الحمضية) ويزداد تركيز $[\text{In}^-]$ (تركيز الحالة القاعدية) ويظهر لونها	عند وضع الدليل في الوسط الحمضي يزداد تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ويقل تركيز $[\text{In}^-]$ وبالتالي يظهر الدليل بلون الحالة الحمضية $[\text{HIn}]$

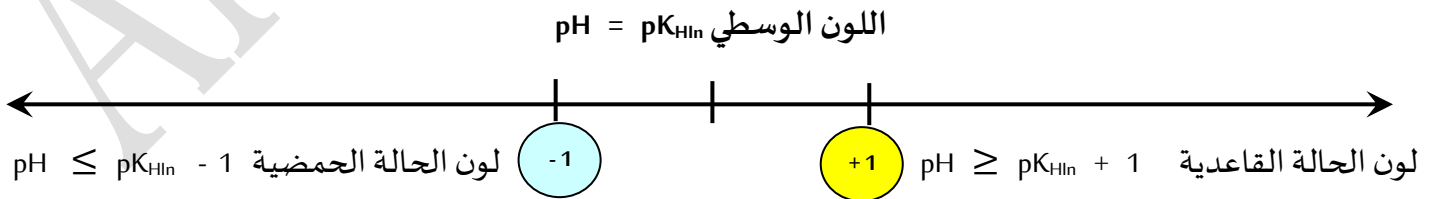
## مدى الدليل الحمضي:

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad : \text{يمكن معرفة مدى الدليل الحمضي من العلاقة}$$

وجد أن العين البشرية لا تستطيع أن تقدر أيهما اللون السائد في المحلول

$$\text{إلا إذا كان النسبة بين تركيز الحالتين} \quad \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = 10 : 1 \quad \text{تقريباً}$$

معادلة مدى الدليل الحمضي $\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}} \pm 1$	
$\text{pH} \leq \text{pK}_{\text{HIn}} - 1$	لون الحالة الحمضية يظهر عندما تكون
$\text{pH} \geq \text{pK}_{\text{HIn}} + 1$	لون الحالة القاعدية يظهر عندما تكون
$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}}$	لون الحالة المتعادلة يظهر عندما تكون
$[\text{In}^-] = [\text{HIn}]$	يظهر اللون الوسطي للدليل عندما يكون تركيز الحالة الحمضية





## أنترطة الأدلة الورقية



عبارة عن قطعة من الورق أو البلاستيك متشرب بدليل التعادل ويتغير لونه عند غمره في المحلول حسب الأس الهيدروجيني pH



مقياس الأس الكهروكيميائي pH – Meter

جهاز يستخدم للقياسات الدقيقة و السريعة لقيم الأس الهيدروجيني pH في المحلول

ما هو مدى الدليل الحمضي ؟

هو المدى من الأس الهيدروجيني pH والذي مقداره وحدتان تقريباً لكي تستطيع العين البشرية التمييز بين لوني الدليل المميزين له

اللون الوسطي للدليل

هو اللون الذي يظهر به الدليل عندها تصبح  $pH = pK_{HIn}$  للدليل الوسطي

الدليل	لون الحالة الحمضية	مدى الدليل	لون الحالة القاعدية
		أدلة حوضية $pH < 7$	
الميثيل البرتقالي	أحمر	3.1 - 4.4 برتقالي	أصفر
الميثيل الأحمر	أحمر	4.2 - 6.3 برتقالي	أصفر
		أدلة قاعدية $pH > 7$	
الثيمول الأزرق القاعدي	أصفر	8 - 9.6 أخضر	أزرق
الفينولفثالين	عديم اللون	8.2 - 10 وردي	أحمر وردي

**مسألة 1 :** دليل حمضي ثابت التآين له  $K_{HIn} = 3.15 \times 10^{-4}$  ولون حالته الحمضية هو الأحمر

ولون حالته القاعدية هو الأصفر والمطلوب احسب قيمة pH للمحلول التي يظهرُ عندها اللون :-

① الأحمر للدليل	$pH = pK_{HIn} - 1$ لون الدليل في الحالة الحمضية
	$pH = -\log K_{HIn} - 1 = -\log 3.15 \times 10^{-4} - 1 = 2.5$
② الأصفر للدليل	$pH = pK_{HIn} + 1$ لون الدليل في الحالة القاعدية
	$pH = -\log K_{HIn} + 1 = -\log 3.15 \times 10^{-4} + 1 = 4.5$
③ البرتقالي للدليل	$pH = pK_{HIn}$ لون الدليل في الحالة الوسطية
	$pH = -\log K_{HIn} = -\log 3.15 \times 10^{-4} = 3.5$

**مسألة 2 :** دليل حمضي وضعت قطرات منه في محلول له أس هيدروجيني  $pH = 3$  ، فتلون المحلول باللون الأحمر

احسب ثابت تآين الدليل

$$pH = pK_{HIn} - 1 \text{ لون الدليل في الحالة الحمضية}$$

$$3 = pK_{HIn} - 1$$

$$pK_{HIn} = 3 + 1$$

ثم نأخذ باستخدام الآلة الحاسبة  $\log - 4$  shift

$$K_{HIn} = 1 \times 10^{-4}$$

**علل :** لا يُستخدم دليل الميثيل البرتقالي لمعايرة حمض الفورميك وهيدروكسيد الصوديوم

لأنه عند معايرة قاعدة قوية مع حمض ضعيف يجب استخدام دليل قاعدي في حين أن الميثيل البرتقالي دليل حمضي لا يصلح لهذه المعايرة

**علل :** يُستخدم دليل الميثيل البرتقالي لمعايرة حمض النيتريك ومحلول الأمونيا

لأن حمض النيتريك حمض قوي ومحلول الأمونيا قاعدة ضعيفة و بالتالي يُستخدم دليل حمضي (الميثيل البرتقالي)

حيث أن هدام مناسب لهذه المعايرة

# الدرس الرابع (٤-١) قوة الأحماض والقواعد

**مقدمة:** المعادلة العامة لتأين حمض ما في الماء هي :-



بالنسبة للحمض القوي نجد أنه يُنتجُ أكبر كميةٍ من كاتيونات الهيدرونيوم ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )

أو كاتيونات الهيدروجين ( $\text{H}^+$ ) أي درجة تأينه كبيرة مثل حمض الهيدروكلوريك

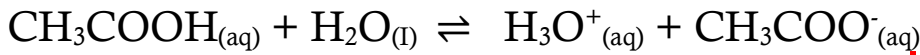
**الأحماضُ القويةُ** هي الأحماض التي تتأين بشكل تام في المحلول الهائي و لا وجود لحالة إتران له لأن التفاعل طردي

فقط

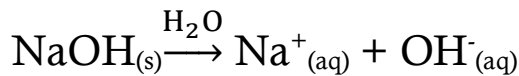
حيث يتحول الحمض كلياً إلى **قاعدته المرافقة** و يصبح تركيز الحمض غير المتأين HA يساوى صفر



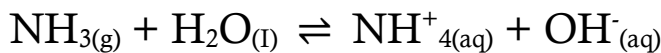
**الأحماضُ الضعيفةُ** هي الأحماض التي تتأين جزئياً في المحلول الهائي و تشكل حالة إتران



**القواعدُ القويةُ** هي القواعد التي تتأين بشكل تام في محاليلها المائية



**القواعدُ الضعيفةُ** هي القواعد التي تتأين جزئياً في المحاليل المائية



## ثابت تأين الحمض (Ka)

### النسبة بين حاصل ضرب تركيز كاتيون الهيدرونيوم بتركيز القاعدة المرافقة إلى تركيز الحمض

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

وتكون العلاقة الرياضية لثابت تأين الحمض

لا يوجد ثابت تأين للأحماض القوية أو القواعد القوية **على** لأنها تتأين بشكل تام و لا توجد حالة اتزان

الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة و العكس صحيح .

كلما كانت قيمة (Ka ثابت التأين) صغيرة فإن درجة تأين الحمض في المحلول تكون صغيرة و ذلك للأحماض الضعيفة

كلما كانت قيمة (Ka) ثابت التأين كبيرة فإن درجة تأين الحمض في المحلول تكون كبيرة و ذلك للأحماض القوية .

الأحماض **ثنائية البروتون** تتأين على مرحلتين والأحماض **ثلاثية البروتون** تتأين على ثلاث مراحل

و لكل مرحلة ثابت التأين الخاص بها ، أكبرها قيمة ثابت تأين المرحلة الأولى حيث يكون

الحمض أقوى في هذه المرحلة (مثل حمض الفوسفوريك H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> له ثلاث ثوابت تأين)

الحمض	معادلة التأين	ثابت تأين الحمض (Ka عند 25 °C)
حمض أوكساليك	$HOOC-COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HOOC-COO^-_{(aq)}$ $HOOC-COO^-_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OOC-COO^{2-}_{(aq)}$	$K_{a1} = 5.6 \times 10^{-2}$ $K_{a2} = 5.1 \times 10^{-5}$
حمض الفوسفوريك	$H_3PO_{4(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + H_2PO_4^-_{(aq)}$ $H_2PO_4^-_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}_{(aq)}$ $HPO_4^{2-}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + PO_4^{3-}_{(aq)}$	$K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$ $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$ $K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$
حمض الميثانويك	$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCCOO^-_{(aq)}$	$K_a = 1.8 \times 10^{-4}$
حمض البنزويك	$C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$	$K_a = 6.3 \times 10^{-5}$
حمض الاسيتيك	$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
حمض الكربونيك	$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)}$ $HCO_3^-_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$	$K_{a1} = 4.3 \times 10^{-7}$ $K_{a2} = 4.8 \times 10^{-11}$

يمكن المقارنة بين قوة الأحماض باستخدام قيم (pKa , Ka) كلما زادت قيمة pKa كلما قلت قيمة Ka وكان الحمض أضعف و العكس صحيح .

$$pK_a = - \log K_a$$

يمكن التعبير عن ثابت تأين الحمض بالرمز pKa حيث إن :-

كلما كانت قيمة pKa أكبر ، كلما كانت قيمة Ka أصغر ، هذا يعني أن الحمض أضعف و العكس صحيح

# ثابت تأين القاعدة $K_b$

النسبة بين حاصل ضرب تركيز أنيون الهيدروكسيد بتركيز الحمض المرافق إلى تركيز القاعدة

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

وتكون العلاقة الرياضية لثابت تأين القاعدة

## ملاحظات:

- تتأين القواعد القوية بالكامل إلى كاتيونات فلزية وأنيونات هيدروكسيد في الماء ولذلك ليس لديها ثابت تأين
- كلما كانت قيمة  $(K_b)$  صغيرة فإن درجة تأين القاعدة في المحلول تكون صغيرة وذلك للقواعد الضعيفة والعكس صحيح
- بعض القواعد القوية مثل  $Ca(OH)_2$  و  $Mg(OH)_2$  شحيحة الذوبان في الماء ولكن الكمية القليلة التي تذوب في الماء تتأين تماماً

القوى النسبية	الصيغة الكيميائية	المركبات	
0 أحماض قوية	HCl HBr HI HNO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	حمض الهيدروكلوريك حمض الهيدروبروميك حمض الهيدرويويديك حمض النيتريك حمض الكبريتيك	أحماض قوية
2	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> HF CH <sub>3</sub> COOH HCOOH 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 الهيدروفلوريك حمض الأسيتيك حمض الفورميك حمض الكربونيك حمض الهيدروكبريتيك حمض الهيبيوكلوروز حمض البوريك	
7 محاليل متعادلة	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> NH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	هيدرازين أمونيا ميثيل أمين إيثيل أمين	قواعد ضعيفة
12	Ca(OH) <sub>2</sub> NaOH KOH	هيدروكسيد الكالسيوم هيدروكسيد الصوديوم هيدروكسيد البوتاسيوم	قواعد قوية
14 قواعد قوية			

# ما هو الفرق بين التركيز والقوة

**التركيز :** هو كمية الحمض أو القاعدة الذائبة في حجم معين من المحلول

**أو :** عدد مولات الحمض أو القاعدة في حجم معين

و بالتالي يكون لدينا نوعين من المحاليل للأحماض والقواعد : (محلول مركز - محلول مخفف )

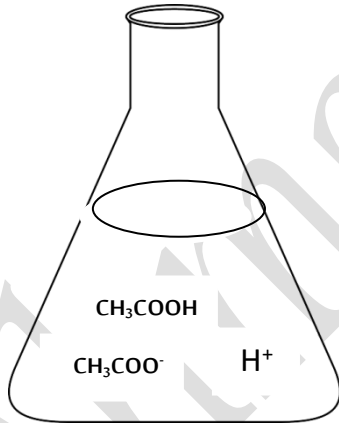
## القوة :

درجة تأين الحمض أو القاعدة في المحلول أي عدد الجزيئات المتأينة يمكن التعبير عنها بكلمة قوي أو ضعيف

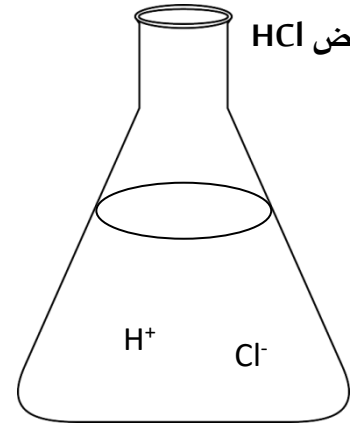
**علل :** الحمض القوي يظل قوياً في المحلول المخفف لأن الحمض يكون في صورته المتأينة تماماً مثل حمض الهيدروكلوريك

**علل :** تظل الأمونيا قاعدة ضعيفة حتى في محلولها المركز لأن درجة تأين الأمونيا صغيرة حتى في محلولها المركز

## ما هو الفرق بين التركيز والقوة :



و حمض الاستيك  $\text{CH}_3\text{COOH}$



لأخذنا حمض  $\text{HCl}$

**سنلاحظ أن** حمض الهيدروكلوريك يتأين بالكامل وبالتالي يكون حمض قوي حتى لو كان تركيزه مخفف في المحلول

في حين أن حمض الخل يتفكك جزئياً وبالتالي يكون حمض ضعيف حتى وإن كان تركيزه في المحلول مرتفع

## حساب ثوابت التآين :

لحساب ثابت تأين حمض ضعيف  $K_a$  في المسائل نستخدم العلاقة :

[ تركيز الحمض ] عند الاتزان = التركيز الابتدائي للحمض - تركيز الحمض المتأين

**ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة و علامة (×) أمام العبارة الغير صحيحة لكل من العبارات التالية :**

- 1 ✦ تركيز أيون الهيدرونيوم الناتج من تأين ( $H_2SO_4$ ) أقل من تركيزه الناتج من تأين  $HSO_4^-$  [ ]
- 2 ✦ يتأين حمض الفوسفوريك ( $H_3PO_4$ ) على ثلاث مراحل [ ]
- 3 ✦ ثابت تأين المرحلة الثالثة لحمض الفوسفوريك أقل من ثابت تأني المرحلة الثانية له [ ]
- 4 ✦ الأحماض الضعيفة هي الاحماض التي تكون درجة تأينها منخفضة في المحاليل المائية [ ]
- 5 ✦ تحتوي محاليل الأحماض الضعيفة على جزيئات الحمض غير المتأين مع الأيونات الناتجة عن التأين [ ]
- 6 ✦ يحتوي المحلول المائي لحمض الهيدروكلوريك على كاتيونات ( $H_3O^+$ ) ، و أنيونات ( $Cl^-$ ) فقط [ ]
- 7 ✦ يحتوي المحلول المائي لحمض الاسيتيك على كاتيونات ( $H_3O^+$ ) و أنيونات ( $CH_3COO^-$ ) فقط [ ]
- 8 ✦ المحاليل المتساوية التركيز من ( $NaOH$ ) و ( $NH_3$ ) تحتوي على نفس التركيز من أنيون الهيدروكسيد [ ]
- 9 ✦ يحتوي المحلول المائي للأمونيا على أنيونات الهيدروكسيد و كاتيونات الأمونيوم و جزيئات أمونيا غير متأينة [ ]
- 10 ✦ الصيغة العامة للأحماض ثنائية العنصر ثنائية البروتون هي  $HA$  [ ]
- 11 ✦ يتأين حمض الهيدروكبريتيك  $H_2S$  على مرحلتين [ ]
- 12 ✦ يُعتبر حمض الكربونيك  $H_2CO_3$  حمض ثنائي البروتون [ ]
- 13 ✦ لا يُمكن تحضير محلول مُركز من هيدروكسيد الكالسيوم لأنه شحيح الذوبان في الماء [ ]
- 14 ✦ قيمة ثابت تأين الماء في الهيدروكلوريك  $0.1 M$  تُساوي قيمته في محلول هيدروكسيد الصوديوم  $0.1 M$  [ ]
- 15 ✦ إذا كانت  $K_a$  لحمض الأستيك تُساوي  $1.8 \times 10^{-5}$  ، و لحمض الهيپوبروموز  $2 \times 10^{-9}$  فإن حمض الاستيك هو الأقوى [ ]
- 16 ✦ إذا كانت  $K_a$  لحمض الاسيتيك تساوي  $1.8 \times 10^{-5}$  ، و لحمض الفورميك تُساوي  $1.8 \times 10^{-4}$  فإن الاس الهيدروجيني لمحلول حمض الفورميك يكون أكبر من الاس الهيدروجيني لمحلول حمض الاسيتيك المُساوي له بالتركيز [ ]
- 17 ✦ في المحلول لحمض الهيدروكلوريك المخفف لا توجد جزيئات  $HCl$  [ ]
- 18 ✦ أقوى الأحماض التالية ( $H_3PO_4$  ,  $H_2PO_4^-$  ,  $HPO_4^{2-}$ ) هو حمض  $H_3PO_4$  [ ]
- 19 ✦ الحمض الأقوى تكون قيمة تأين  $K_a$  له أكبر و  $pK_a$  له أقل [ ]
- 20 ✦ القاعدة القوية يوجد لها ثابت اتزان لأن تأنها جزيئي في المحاليل المائية [ ]
- 21 ✦ محلول لحمض مُركز أو مُخفف تعني محلول لحمض قوي أو ضعيف [ ]

ضع علامة (✓) بين القوسين المتقابلين لأنسب اجابة صحيحة تكمل بها العبارات التالية :

1 ✎ المواد التالية تُعتبر تامة التأيين (أو التفكك) في المحاليل المائية عدا مادة واحدة منها ، و هي :

HCl

NH<sub>3</sub>

Na<sub>2</sub>O

NaOH

2 ✎ المعادلات التالية تُمثل مراحل تأين حمض الفوسفوريك ، عدا معادلة واحدة منها ، و هي :



3 ✎ المرحلة الثانية لتأيين حمض الفوسفوريك في المحاليل المائية تُؤدي الى تكون كاتيون الهيدرونيوم و :

H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>

HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>

4 ✎ تركيز كاتيون الهيدرونيوم يكون أكبر ما يمكن في محلول أحد الأحماض التالية المتساوية عند نفس درجة الحرارة ، و هو محلول حمض :

HF

HNO<sub>3</sub>

HClO

CH<sub>3</sub>COOH

5 ✎ يحتوي المحلول المائي لحمض الهيدروسيانيك HCN على :

أيونات CN<sup>-</sup> فقط

أيونات (CN<sup>-</sup>) ، (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) فقط

أيونات (CN<sup>-</sup>) ، (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) و جُزيئات (HCN)

أيونات (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) فقط

6 ✎ يحتوي المحلول المائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH على :

أيونات (OH<sup>-</sup>) و جُزيئات (Na<sub>2</sub>O) فقط

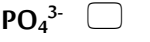
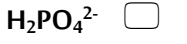
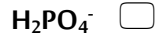
أيونات (CN<sup>-</sup>) ، (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) فقط

أيونات (OH<sup>-</sup>) ، (Na<sup>+</sup>) فقط

أيونات (OH<sup>-</sup>) و جُزيئات (Na<sub>2</sub>O) و جُزيئات (NaOH)



7 ❖ الصيغة الكيميائية للحمض المرافق للأيون التالي ( $\text{HPO}_4^{2-}$ ) :



8 ❖ أضعف الأحماض التالية هو حمض :



**مسألة 1 :** عند إذابة 2 mol من حمض HCl في 1 L من الماء ، تبين أن المحلول المائي يحتوي

على 2 mol من كاتيون الهيدرونيوم و 2 mol من أنيون الكلوريد ،

حدد ما اذا كان HCl حمضاً قوياً ، أو حمضاً ضعيفاً أو قاعدة قوية أو قاعدة ضعيفة

**الحل :** عند إذابة الحمض في الماء يتفكك وفق المعادلة التالية  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

بما أن تفكك الحمض تام ( يتأين كلياً ) اذا هو حمض قوي

**مسألة 2 :** عند إذابة 1 mol من جُزئ مجهول  $\text{X(OH)}_3$  في 1 L من الماء ، تبين أن المحلول المائي يحتوي على

$3 \times 10^{-11}$  mol من  $(\text{OH}^-)$  ، حدد ما اذا كان  $\text{X(OH)}_3$  ، أو حمضاً ضعيفاً أو قاعدة قوية أو قاعدة ضعيفة

**الحل :** عند إذابة  $\text{X(OH)}_3$  في الماء وفق المعادلة التالية :

**مسألة 3:** يتأين حمض الأسيتيك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  جزئياً في محلول مائي للحمض بتركيز  $0.1 \text{ M}$  عند قياس تركيزات

المواد الموجودة عند الاتزان تبين أن تركيز أنيون الأسيتات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  يساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$$

احسب قيمة ثابت التأيين لحمض الأسيتيك؟

**الحل:** يعتبر حمض الاستيك حمض ضعيف و بالتالي يتأين جزئياً  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

وعند الاتزان لدينا

**مسألة 4:** احسب  $K_a$  لحمض الميثانويك  $\text{HCOOH}$  ، إذا كان تركيز كاتيون الهيدرونيوم في

محلول  $0.1 \text{ M}$  يساوي  $4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$

**الحل:** يعتبر حمض الاستيك حمض الفورميك و بالتالي يتأين جزئياً  $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCCOO}^-$

**مسألة:** يساوي تركيز محلول حمض ضعيف أحادي البروتون  $0.2 \text{ M}$  ، و يساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $9.86 \times 10^{-4} \text{ M}$

① ما هو الأس الهيدروجيني  $\text{pH}$  لهذا المحلول؟

② ما هي قيمة  $K_a$  لهذا الحمض؟

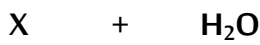
**الحل:**

② لدينا حمض ضعيف أحادي بروتون نفرض رمزه  $\text{HA}$

**مسألة:** قاعدة ضعيفة أحادية الحمضية قيمة الـ  $K_b$  الهيدروجيني لها 8.75 في محلول تركيزه 0.1 M

احسب قيمة ثابت التآين  $K_b$  لهذه القاعدة

**الحل:** في البداية وكما تعودنا نكتب معادلة التآين

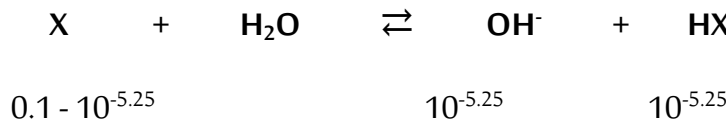


ثم باستخدام القانون المعروف  $pH + pOH = 14$

نحسب  $pOH$  والتي  $pOH = 14 - 8.75 = 5.25$

$$[OH^-] = 10^{-5.25}$$

نعود للمعادلة



$$0.1 - 10^{-5.25}$$

$$10^{-5.25}$$

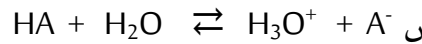
$$10^{-5.25}$$

$$K_b = \frac{10^{-5.25} \times 10^{-5.25}}{0.09999} = 3.15 \times 10^{-10}$$

**مسألة:** من خلال القياسات المخبرية تبين أن 1.4% فقط من محلول 0.8 M لحمض ضعيف يتآين

احسب قيمة  $K_a$  لهذا الحمض

**الحل:** نكتب المعادلة المشهورة لتآين الحمض



$$[H_3O^+] = 0.8 \times \frac{1.4}{100} = 1.12 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[HA]} = \frac{10^{-5.25} \times 10^{-5.25}}{0.09999} = 1.6 \times 10^{-4}$$

**مسألة:** احسب الـ  $K_b$  الهيدروجيني عند درجة  $25^\circ\text{C}$  لمحلول يساوي فيه تركيز أيون الهيدروكسيد  $4 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

$$[OH^-] = 4 \times 10^{-11} \text{ M}$$

**الحل:**

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 4 \times 10^{-11} = 10.4$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 10.4 = 3.6 \text{ و بالتالي يكون}$$

## اولاً الفراغات في الجول و العبارات التالية بها يناسبها :

1 ✧ المرحلة الاولى لتأين حمض  $H_3PO_4$  في المحاليل المائية تؤدي لى تكون أيون الهيدرونيوم و أيون آخر صيغته  $H_2PO_4^-$

2 ✧ الحمض الضعيف تكون قاعدته المر افقة **قوية**

3 ✧ محلولان من حمض الاسيتيك  $CH_3COOH$  و حمض الهيدروسيانيك  $HCN$  مُتساويان ، فإذا علمت أن ثابت التأين

للحمضين  $1.8 \times 10^{-5}$  ،  $4.5 \times 10^{-4}$  على الترتيب فإن المحلول الذي لهو قيمة الاس الهيدروجيني الأقل  **$HCN$**

4 ✧ دليل حمض ثابت التأين له يساوي  $7.95 \times 10^{-5}$  فإن قيمة الأس الهيدروجيني له في الحالة القاعدية يساوي **5.1**

رتب الأحمض التالية تصاعدي حسب قوتها ، علو بأنها متساوية التركيز و عند درجة الحرارة نفسها

حمض الفورميك ( $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ ) ، حمض البروبانويك ( $K_a = 1.3 \times 10^{-5}$ )

حمض الهيبوكلوروز ( $K_a = 3 \times 10^{-8}$ ) ، حمض الكلوروز ( $K_a = 1.1 \times 10^{-2}$ )

**الحل :** حمض الهيبوكلوروز > حمض البروبانويك > حمض الفورميك > حمض الكلوروز

رتب القواعد التالية تصاعدي حسب قوتها ، علو بأنها متساوية التركيز و عند درجة الحرارة نفسها

محلل الأمونيا ( $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ) ، ميثيل أمين ( $K_b = 1.7 \times 10^{-9}$ )

ثنائي ميثيل أمين ( $K_b = 3 \times 10^{-4}$ ) ، هيدروكسيد أمين ( $K_b = 1.1 \times 10^{-8}$ )

**الحل :** ميثيل أمين > هيدروكسيد أمين > محلل الأمونيا > ثنائي ميثيل أمين

**علل :** إذا أضيفت عينة من حمض قوي الى حجم كبير من الماء فسوف تُعطي محلولاً مُخفف و لكنه يبقى حمض قويا

**لأن كل العينة ستكون في صورتها المتأينة**

**علل :** يُعتبر حمض الستيك  $CH_3COOH$  حمض ضعيفا

**لأن يتأين تأين جزئي و يشكل حالة اتران**

**علل :** في محلول حمض الهيدروكلوريك  $HCl$  المُخفف يكون تركيز الحمض غير المتأين  $HCl$  يساوي صفر

**لأنه حمض قوي يتأين تأينا تاما**