

2025

سلوك الغازات

2024

نبدء 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	كبيرة جداً	كبيرة جداً

و الآن و بالاستفادة من الجدول السابق سنعدد خواص الغازات :

- 1 ليس لها شكل أو حجم ثابت بل تأخذ شكل وحجم الإناء الذي توضع فيه
 - 2 تنضغط بسهولة وتمدد بسهولة
 - 3 لها القدرة على الانتشار والتسرب عبر الثقوب والفتحات الضيقة
 - 4 كثافتها صغيرة جداً بالنسبة للمواد السائلة والمواد الصلبة
 - 5 معظمها عديم اللون وبعضها ملون
 - 6 تتحرك جسيمات الغاز حركة عشوائية في جميع الاتجاهات ولكنها 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

و الآن 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

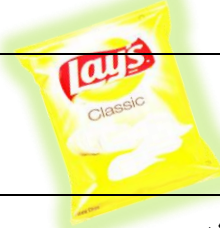
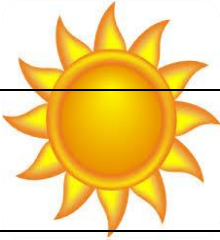
⑤ تحدث جسيمات الغاز ضغطاً على جدار الوعاء الحاوي لها نتيجة التصادمات المستمرة

بين هذه الجسيمات و جدران الوعاء

﴿ النظرية الحركية للغازات ﴾

هي نظرية تفترض أن جسيمات الغاز كروية الشكل ، صغيرة الحجم تفصل بينها مسافات كبيرة و لا يوجد بين هذه الجسيمات قوى

تنافر أو قوى تجاذب و تتحرك حركة عشوائية منتظمة في اتجاهات مستقيمة



يتفخ كيس البطاطا الجاهزة عند تركه تحت أشعة الشمس
لزيادة ضغط الهواء الموجود داخله على جدران الكيس نتيجة زيادة درجة الحرارة

يكثُر 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

الغازات قابلة للانضغاط بسهولة
لوجود فراغ بين جزيئاته

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

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

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

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

يُحذَرُ من إحراق أو (تسخين) علب الرذاذ حتى لو كانت فارغة
لأنها تصبح قابلة للانفجار ، لزيادة سرعة حركة جسيمات الغاز نتيجةً لامتناعها للطاقة الحرارية ، و زيادة بالتالي اصطدام جسيمات الغاز بجدران الوعاء ، و بالتالي تمارس ضغط أكبر

ملاحظة : تسير جسيمات الغاز في مسارات مستقيمة (الحركة البراونية) .

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

ملاحظة : تكون التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة تماماً .

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

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 تُوصفُ غازاً ما

ما هي المتغيرات التي تُستخدمُ 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؟

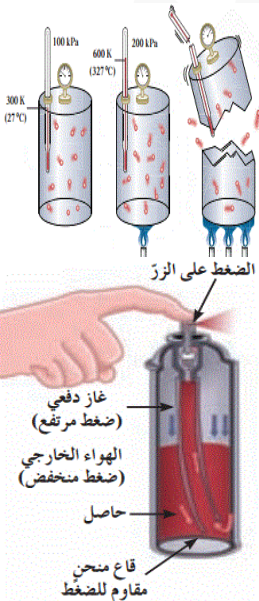
العوامل التي تؤثر على ضغط الغاز P				
ملاحظات	نوع العلاقة	نقص	زيادة	
لأنه بزيادة عدد الجسيمات تزداد التصادمات بينها وبين جدران الوعاء وبالتالي يزداد الضغط	طردية		✓	① كمية الغاز n (عدد الجسيمات)
عند مضاعفة الحجم سيقل الضغط للنصف	عكسية	✓		② الحجم V
لزيادة سرعة حركة جسيمات الغاز نتيجةً لامتصاصها للطاقة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

ملاحظة : كلما تضاعفَ (زاد) عدد جسيمات الغاز تضاعفَ 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 ،

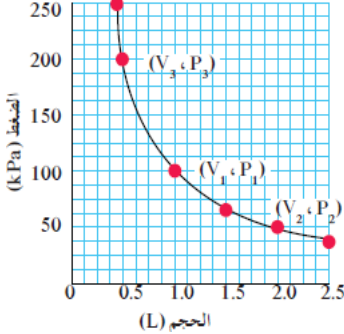
ينتقل الغاز داخل الوعاء من الحيز ذي الضغط المرتفع الى الحيز الخارجي ذي الضغط المنخفض



قوانين الغازات Gases Laws

قانون بويل : درس العلاقة بين الضغط P والحجم V

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



العلاقة عكسية

أكتب العلاقة الرياضية لقانون بويل :

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

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

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

مسألة (١) :

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 (٢) :

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)

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

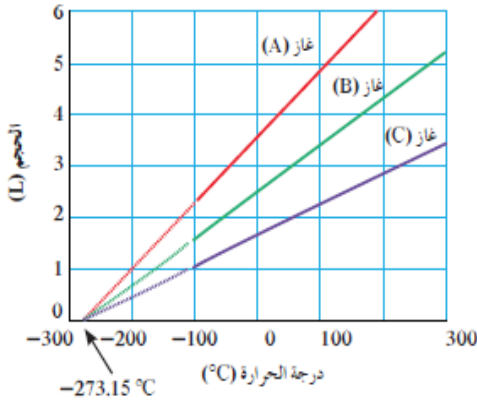
الحل : نستخدم قانون بويل

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

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

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

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



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 والحجم 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 °C) بدرجة الصفر المطلق أو الصفر كالفن

ما المقصود بـ **درجة الصفر المطلق** (0 K) ؟ (- 273.15 °C)

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

ملاحظة : في مقياس كلفن لدرجة الحرارة تقابل **درجة الصفر** (0 K) **الدرجة** (- 273.15 °C)

$$T_{(K)} = T_{(°C)} + 273$$

ملاحظة

مسألة (١) :

نُفخ بالون حجمه 4 L عند درجة حرارة 24 °C . ثم سُخن البالون الى درجة حرارة 58 °C
ما الحجم الجديد للبالون مع بقاء الضغط ثابتاً ؟

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{4}{297} = \frac{V_2}{331} = 4.457 \text{ L}$$

الحل : نستخدم قانون تشارلز

مسألة (٢) :

تشغل عينة غاز 6.8 L عند درجة حرارة 325 °C . ما الحجم الذي ستشغله عند درجة حرارة 25 °C مع بقاء الضغط ثابتاً



قانون جاي لوساك درس العلاقة بين درجة الحرارة و الضغط

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

أكتب العلاقة الرياضية لقانون جاي لوساك ؟

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

العلاقة طردية

مسألة (١)

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)

الحل : نستخدم قانون جاي لوساك

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{103}{298} = \frac{P_2}{1201} = 415.11 \text{ Kpa}$$

القانون الموحّد للغازات

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

أكتب العلاقة الرياضية للقانون الموحّد للغازات ؟

ملاحظة : يمكن استنتاج القوانين الثلاثة السابقة باستخدام القانون الموحّد 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 (١) :

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

إذا كان حجم بالون مملوء بالغاز يساوي 30 L عند درجة حرارة 40 °C

وضغط 153 kPa ، فما هو حجم البالون

عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين (STP)

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

الغازات المثالية Ideal Gases

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



ما المقصود بالثلج الجاف : هو غاز ثاني أكسيد الكربون في الحالة الصلبة $CO_2(s)$

علل : تسمية ثاني أكسيد الكربون الصلب بالثلج الجاف . لأنه يتبخر مباشرة دون أن ينصهر " (يتسامى)

$$PV = nRT$$

Diagram showing the variables in the Ideal Gas Law equation: Pressure (P) points to the 'P', Volume (V) points to the 'V', Number of moles (n) points to the 'n', Temperature (T) points to the 'T', and Gas constant (R) points to the 'R'.

قانون الغاز المثالي

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

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

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

$$(P = 101.3 \text{ KPa} , T = 273 \text{ K})$$

مسألة (١)

تحتوي كرة مجوفة مثبتة على 685 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 621 K وضغط غاز $1.89 \times 10^3 \text{ kPa}$

ما هو عدد مولات الهيليوم التي تحتوي عليها الكرة (اعتبر غاز الهيليوم غازاً مثالياً)

الحل : نستخدم قانون الغاز المثالي : $P \cdot V = n R T$

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

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 وضغط منخفض) تسلك الغازات الحقيقة 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 : اهكائية اسالة الغاز و تصلبه تدل على وجود قوى تجاذب بين جزيئاته

① فرضية أفوجادرو

مثال تهميدي : افترض العالم أفوجادرو أنه لو كان لدينا غرفتين لهما نفس الحجم و

قُمتا بملئهما بنفس العدد من الجسيمات بغض النظر عن صغرهما وكبر حجمها ، وباعتبار أن

جسيمات الغاز متباعدة عن بعضها في الفراغ ، فلاحظ أن مجموعة الجسيمات الكبيرة

نسبياً لا تتطلب فراغاً أكبر عند مقارنتها مع نفس العدد من الجسيمات الصغيرة نسبياً

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 22,4L

مثال : 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)

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

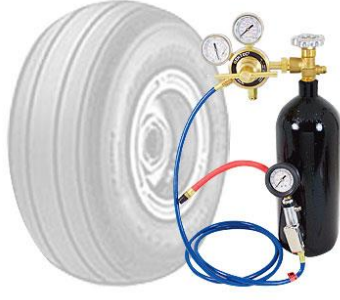
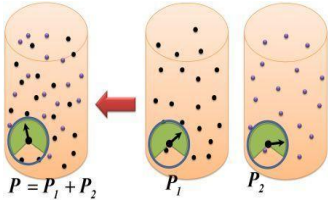
مسألة (١) :

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

مسألة (٢) :

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

قانون دالتون للضغوط الجزئية



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

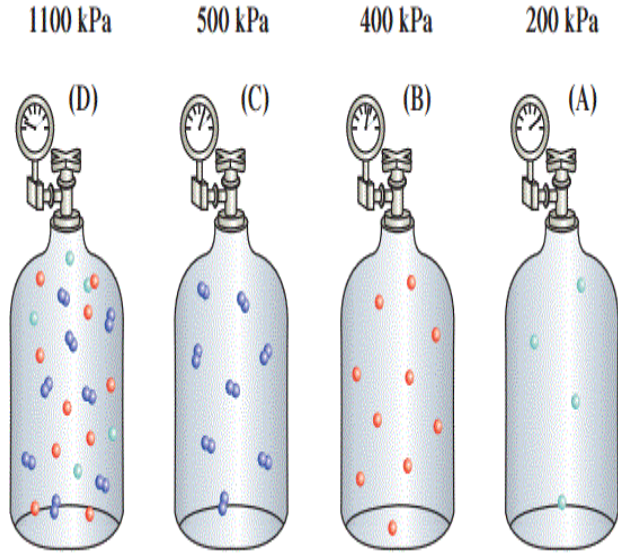
وفي حالة ثبات الحجم ودرجة الحرارة فإن قيمة $\left(\frac{RT}{V} \right)$ تصبح ثابتة أي يصبح القانون السابق ثابت $P = n \times$

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 وطاقاتها الحركية ، وبالتالي يكون لكل غاز ضغط جزئي منفرد .

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



المكون	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 ومع انخفاض الضغط الجزئي للأكسجين الى (7.06 kpa) وبالتالي

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



مسألة (١) :

احسب الضغط الكلي لخليط غازي يحتوي

على أكسجين و نيتروجين و هيليوم ، اذا كانت الضغوط الجزئية

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



مسألة (٢) :

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}

سرعة التفاعل الكيميائي و الاتزان الكيميائي

ما المقصود ب سرعة التفاعل الكيميائي :

في حياتنا اليومية الكثير من التفاعلات الكيميائية منها 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

وتعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على نوع وعدد الروابط الكيميائية التي تتكسر في المتفاعلات وتلك الروابط التي تتكون في النواتج

وتعتمد أيضاً على الصفات الكيميائية والحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة (مثلاً تفاعل الأيونات أسرع من الذرات والجزيئات



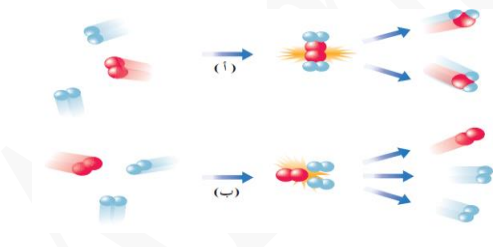
وتفاعل الجزيئات قليلة الروابط أسرع من الجزيئات كثيرة الروابط

نظرية التصادم

ما المقصود بـ

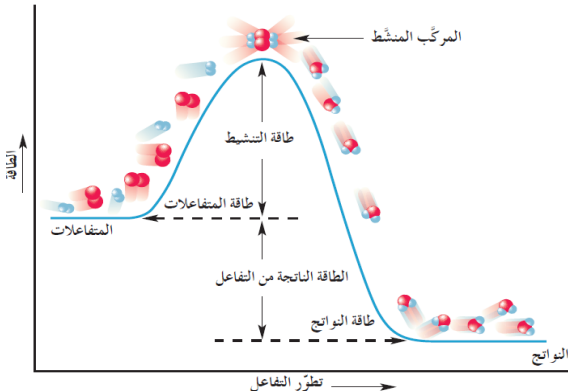
تنص نظرية التصادم على أن الذرات والأيونات والجزيئات يمكن أن تتفاعل وتكون نواتج عندما تصطدم ببعضها البعض بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح

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 المنشط 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 والكربون فعالة و

نشيطة بدرجة كافية لكسر روابط ($O = O$) و ($C - C$) لذلك تكون سرعة التفاعل مساويةً 0

العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي

1 درجة الحرارة 2 التركيز 3 حجم الجسيمات 4 المواد الحفزة

تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة في أغلب التفاعلات
لزيادة طاقة الجسيمات و بالتالي زيادة سرعتها مما يزيد من احتمال تصادمها و بالتالي يسرع من عملية تكوين النواتج
لا يحترق الفحم بسرعة يمكن قياسها في درجة حرارة الغرفة، ولكن اذا قمنا بتعريض الفحم للهب تزداد سرعة التفاعل
لأنه في درجة حرارة الغرفة تكون التصادمات بين جزيئات الأكسجين و الكربون غير نشطة و فعالة لتخطي حاجز طاقة التنشيط و لكن عند رفع درجة الحرارة تتصادم ذرات الكربون و الأكسجين بطاقة أكبر و بالتالي تزداد سرعة التفاعل
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 المواد الناتجة CO_2
تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة (عدد الجسيمات) في حجم محدد
لأن زيادة تركيز المواد المتفاعلة تؤدي الى زيادة عدد الجسيمات المتفاعلة و بالتالي زيادة عدد التصادمات و بالتالي زيادة سرعة التفاعل
يمنع التدخين في المناطق التي تستخدم فيها الأنابيب المعبأة بالأكسجين
لأن تركيز غاز الأكسجين يكون مرتفعاً و يزداد خطر اشتعالها و انفجارها لزيادة تفاعل الاحتراق
يزداد توهج رقاقة من الخشب عند ادخالها في زجاجة تحتوي على غاز الأكسجين النقي
لأن زيادة تركيز غاز الاكسجين تؤدي الى زيادة عدد التصادمات و يزداد تفاعل الاحتراق
كلما قل (صغر) حجم الجسيمات المواد المتفاعلة زادت سرعة التفاعل
لأن تقليل حجم الجسيمات يزيد من مساحة السطح و بالتالي تزداد كمية المادة المتفاعلة المعرضة للتفاعل و بالتالي يزداد معدل التصادمات و بالتالي يزداد سرعة التفاعل .
غبار الفحم المعلق و المتناثر في المناجم يعتبر خطراً للغاية بالمقارنة مع كتل الفحم الكبيرة
لأن حجم جسيماته صغير جداً و بالتالي يكون نشطاً جداً و قابل للانفجار

أذكر طرق تستخدم لزيادة مساحة سطح التفاعلات الصلبة

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

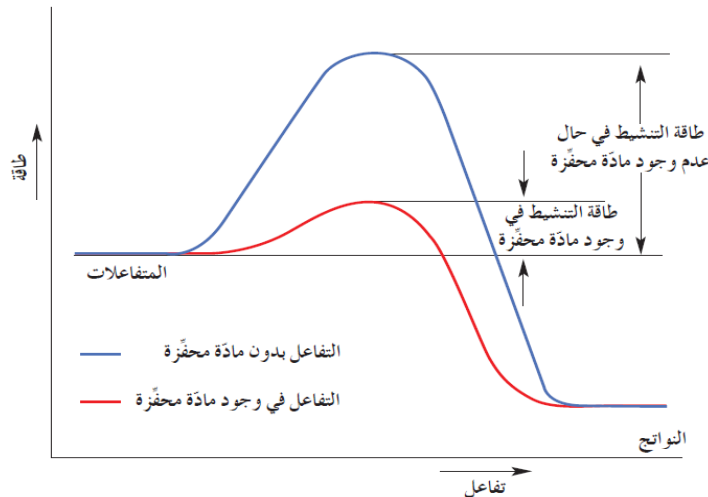
② طحن المادة الصلبة و تحويلها الى مسحوق ناعم

المواد المحفزة

ما المقصود بـ **المادة المحفزة** :

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

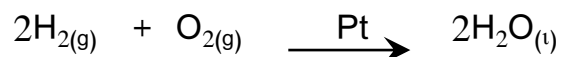
ملاحظة : تعمل المواد المحفزة على إيجاد آلية بديلة ذات طاقة تنشيط أقل من الطاقة المطلوبة للتفاعل



علل : تزداد سرعة التفاعل الكيميائي عند وجود مادة محفزة

لأن المادة المحفزة تؤدي إلى خفض حاجز طاقة التنشيط و بالتالي تزداد سرعة تكوين النواتج

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



ملاحظة : تكتب المادة المحفزة فشوق السهم الذي يشير إلى 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 و تُضعف تأثيرها و هذا يؤدي إلى بقاء التفاعلات أو انعدامها



التفاعلات العكسية و الاتزان الكيميائي

① التفاعلات العكسية و التفاعلات غير العكسية

تقسم التفاعلات الكيميائية بحسب اكتمالها أو عدم اكتمالها الى نوعين :

التفاعلات غير العكوسة

التفاعلات العكوسة

ما المقصود بـ التفاعلات غير العكوسة :

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



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

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

ما المقصود بـ التفاعلات العكوسة :

هي تفاعلات لا تستمر باتجاه واحد بحيث لا تُستهلك 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 SO_3 تتفكك كمية صغيرة منه ببطء لبدأ التفاعل العكسي ويتكون SO_2 و O_2 ، ومع زيادة

تركيز SO_3 تزداد سرعة التفاعل العكسي ومعها تقل سرعة التفاعل الطردي لنقص كمية المتفاعلات SO_2 و O_2

التفاعلات العكوسة المتجانسة وغير المتجانسة

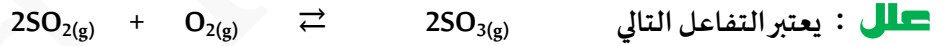
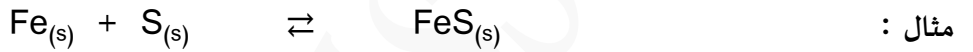
تقسم التفاعلات العكسية الى قسمين :

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)

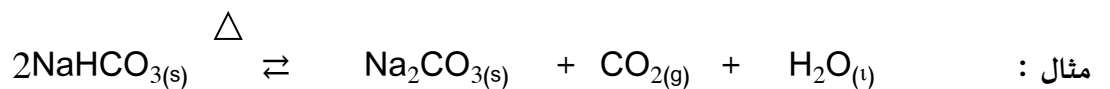


لأن المواد المتفاعلة و الناتجة في حالة واحدة من حالات المادة و يمكن للمادة الناتجة SO_3 أن تتفكك لتكوين المواد

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





موضع الاتزان

ما هي مكونات موضع الاتزان لتفاعل ما ؟

التركيزات النسبية للمواد المتفاعلة و المواد الناتجة عند الاتزان

ملاحظة : تُسرّع المادة المحفزة التفاعل الطردى و التفاعل العكسي بدرجة متساوية .

علل : تُسرّع المادة المحفزة التفاعل الطردى و التفاعل العكسي بدرجة متساوية .

لأن التفاعل العكسي هو التفاعل الهضاد تمام للتفاعل الطردى

ما هي فائدة المادة المحفزة ؟

تقليل الفترة الزمنية للوصول الى الاتزان .

ثابت الاتزان K_{eq}

عند الوصول الى حالة الاتزان لديناميكي نحصل على ثابت يسمى :

ب 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 وأهمية معرفة ثابت الاتزان K_{eq} ؟

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 $K_{eq} > 1$ تكون المواد الناتجة أكثر تواجداً من المواد المتفاعلة

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

ملاحظة هامة جداً جداً : عندما تكون قيمة $K_{eq} < 1$ 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 $K_{eq} > 1$

② يكون تكون المواد المتفاعلة مفضلاً عندما يكون $K_{eq} < 1$

ملاحظة : ثابت الاتزان للتفاعل العكسي يساوي مقلوب ثابت الاتزان للتفاعل الطردي $K_{eq} = \frac{1}{K_{eq}}$

كتابة عبارة ثابت الاتزان K_{eq}

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

😊 مثال توضيحي ١ : عبر عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية للتفاعل الكيميائي التالي :

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



👤 مثال توضيحي ٢ : 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 :

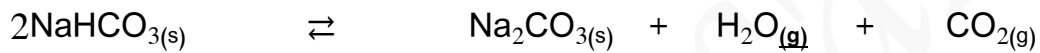
علل : لا يشمل تعبير ثابت الاتزان K_{eq} المواد الصلبة .

لأن تركيزها ثابت لا يتغير و يساوي الواحد

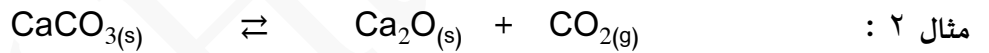
علل : لا يشمل تعبير ثابت الاتزان K_{eq} الماء في الحالة السائلة .

لأنه يعمل كهذيب و بالتالي يكون تركيزه ثابت و يساوي الواحد

مثال ١ : 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

- 1 التركيز
- 2 درجة الحرارة
- 3 الضغط

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

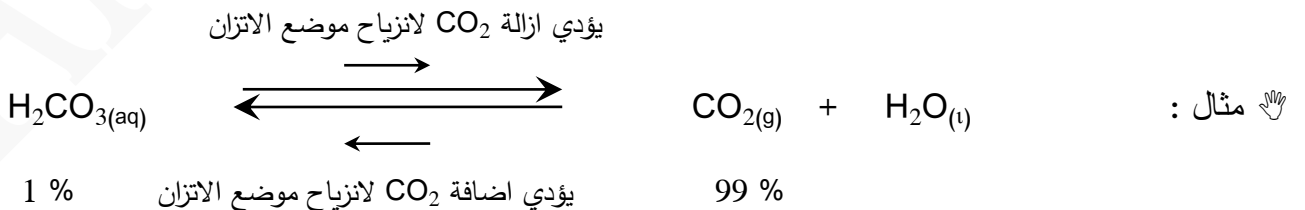
ما هي العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي ؟



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

• أما عند تقليل تركيز غاز ثاني أكسيد الكربون يحدث العكس حيث ينزاح موضع الاتزان باتجاه اليمين أي باتجاه التفاعل الطردي بهدف تعويض النقص

في كمية CO₂ أي سيزداد تفكك H₂CO₃

درجة الحرارة

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

و هو العامل الوحيد الذي يغير قيمة ثابت الاتزان .

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

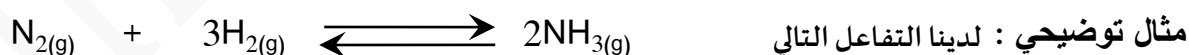


ملاحظة : تم اعتبار الحرارة في التفاعلات السابقة كإحدى المواد الناتجة

الضغط

توضيح : يؤثر الضغط على المواد الغازية عندما يكون هناك اختلاف في عدد مولات 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

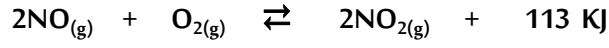
في وسط التفاعل أي من خلال تكوين جزيئات من الغاز الناتج .

- 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 K_{eq} للتفاعل المتزن ترتبط بدرجة الحرارة أي تتغير بتغيرها ولا تتغير قيمة K_{eq} بتغير كل

من الضغط والتركيز

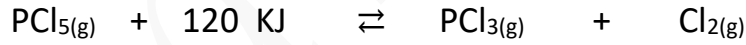


في النظام المتزن التالي :

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

١	تقليل تركيز الأكسجين :
.....	
٢	إضافة المزيد من NO ₂ :
.....	
٣	تقليل حجم الوعاء :
.....	
٤	إضافة المزيد من NO :
.....	
٥	تقليل الضغط :
.....	
٦	خفض درجة الحرارة :
.....	

ماذا يحدثُ **لقيمة ثابت الاتزان (K_{eq})** ولكمية (PCl₅) في التفاعل التالي :



في الحالات التالية :

١	رفع درجة حرارة التفاعل :
.....	
٢	زيادة الضغط المؤثر على النظام :
.....	
٣	زيادة حجم الوعاء :
.....	
٤	زيادة تركيز غاز الكلور :
.....	
٥	خفض درجة حرارة التفاعل :
.....	
٦	سحب غاز (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 مراً ولمسها زلق	① طعمها لاذع
② تغير لون بعض الأدلة (تترقق ورقة تباع الشمس ذات اللون الأحمر)	② تُغير لون بعض الأدلة (تحمر ورقة تباع الشمس ذات اللون الأزرق)
③ يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليات قوية أو ضعيفة	③ يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليات 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 لتعطي غاز الهيدروجين وتتفاعل الأحماض أيضاً مع القواعد لتكوين ماء وملح

نظريات الأحماض و القواعد

لوييس

برونستد - لوري

أرهينيوس

القاعدة	الحمض	
تُنتج OH^-	يعطي (يُنتج) H^+	أهينيوس
تستقبل H^+	يُعطي H^+	برونستد - لوري
تُعطي زوج من الإلكترونات	يستقبل زوج من الإلكترونات	لوييس

أحماض و قواعد أرهينيوس

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

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

😊 تنقسم الأحماض حسب عدد البروتونات التي تعطيها في المحلول الى:

أحماض أحادية البروتون	أحماض ثنائية البروتون	أحماض ثلاثية البروتون
هي الأحماض التي تحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين	هي الأحماض التي تحتوي على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين	هي الأحماض التي تحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين
HCl	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄
HNO ₃	H ₂ CO ₃	
CH ₃ COOH		

ملاحظات :

علل يعتبر حمض الاسيتيك (CH₃COOH) يعتبر حمضاً أحادي البروتون

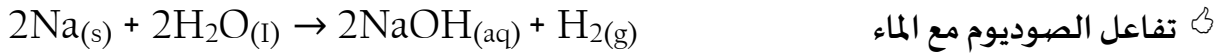
لأن حمض الاسيتيك CH₃COOH يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة متصلة بذرة أكسجين ذات السالبية الكهربية العالية و لذلك تكون قابلة للتأين في حين أن ذرات الهيدروجين الثلاث الأخرى تتصل بذرة الكربون بروابط قطبية ضعيفة و بالتالي تكون غير قابلة للتأين

علل لا يعتبر الميثان CH₄ من الأحماض رغم احتوائه على أربع ذرات هيدروجين

لأن ذرات الهيدروجين الأربع في مركب الميثان CH₄ مرتبطة بذرة الكربون C - H بروابط قطبية ضعيفة وبالتالي لا يحتوي الميثان على ذرات هيدروجين قابلة للتأين (لا يذوب في الماء)

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
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	NaOH	أمثلة
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	KOH	
منخفضة	مرتفعة	الذوبانية في الماء
منخفض	مرتفع	تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- (مرتفع - منخفض)
مخففة	مركزة	محاليلها

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

الجلد بالماء في حال لمسها أو انسكابها

لأن تلك المحاليل 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)

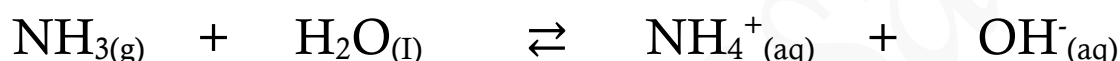
لأن ذوبانيتها في الماء منخفضة جداً

ملاحظة : كلما زادت ذوبانية القاعدة في الماء زادت قوتها وزاد تركيز OH^- في محلولها المائي

تُصور نظرية أرهينيوس للأحماض و القواعد

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_3) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية



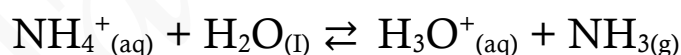
وكذلك أسيتات الصوديوم (CH_3COONa) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية



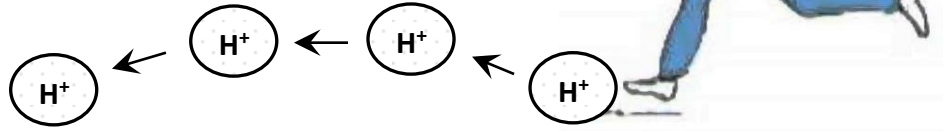
وكذلك كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية

③ بعض المركبات لا تحتوي على كاتيونات الهيدروجين H^+ مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

وغاز (CO_2) و لكنها تُنتجُ محلولاً حمضياً عند ذوبانها في الماء .

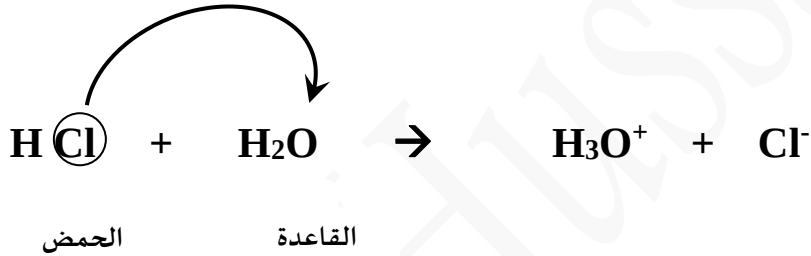


نظرية برونستد - لوري للأحماض و القواعد



أحماض برونستد - لوري	قواعد برونستد - لوري
هي الهادة (جزئ أو ايون) التي <u>تعطي</u> كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول و تسمى معطي بروتون	هي الهادة (جزئ أو أيون) التي <u>تستقبل</u> كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول وتسمى مستقبل بروتون

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



الأزواج المترافقة

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

القاعدة المرافقة

هي الجزء المتبقي من الحمض بعد فقد البروتون

الحمض المرافقة

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)

السزوج المترافق : هو كل حمض وقاعدته المترافقة ، أو كل قاعدة و حمضها المرافق

زوج مترافق

حمض	+	قاعدة	$\rightleftharpoons$	حمض مرافق	+	قاعدة مرافقة
H Br	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	H ₃ O ⁺	+	Br ⁻
H ₂ O	+	NH ₃	$\rightleftharpoons$	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻
H ₂ SO ₄	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	H ₃ O ⁺	+	HSO ₄ ⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	H ₃ O ⁺	+	HPO ₄ ²⁻

زوج مترافق

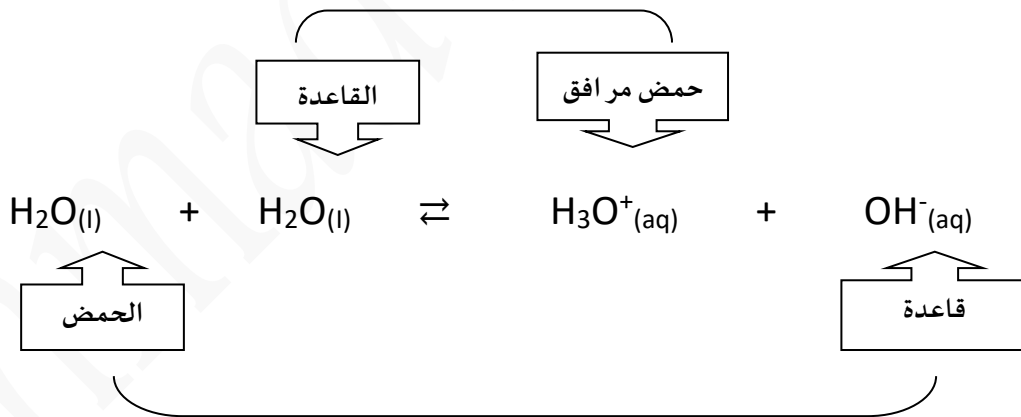
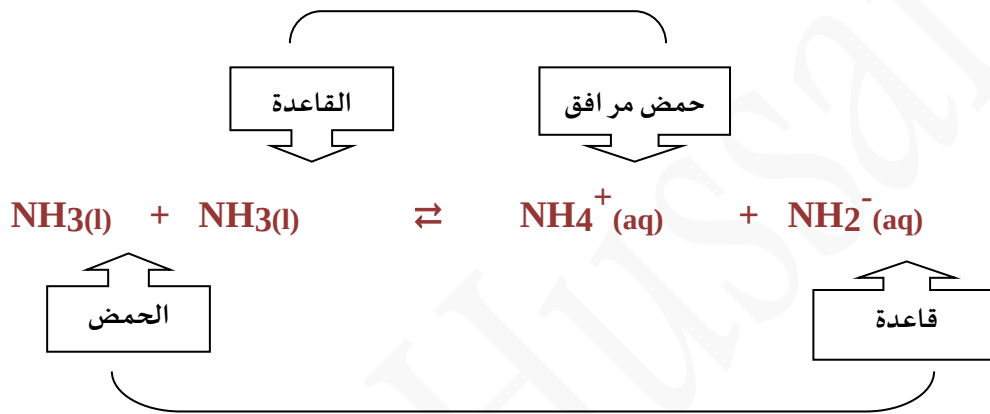
الحمض	القاعدة المرافقة
HCl	Cl ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻
H ₂ O	OH ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃

المواد المترددة :

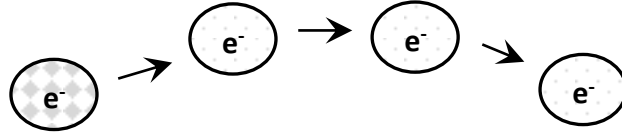
بعض المواد يمكن أن تتأين ذاتياً مثل الماء والأمونيا وفي هذه الحالة يسلك جزء منها كحمض بينما يسلك الجزء الآخر

كقاعدة وتسمى هذه المواد بالمواد المترددة

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



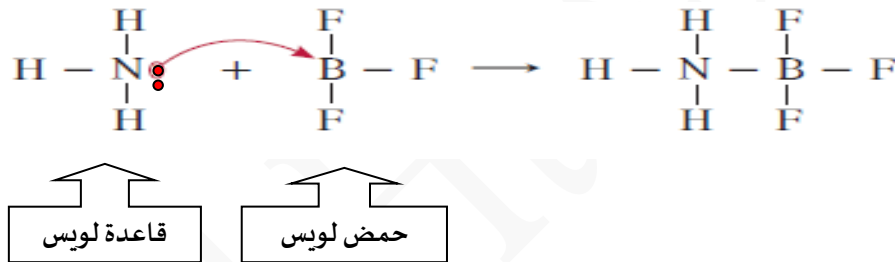
أحماض و قواعد لويس



قاعدة لويس	حمض لويس
هي الجزيئات أو الذرات 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 مُتعاَدل فيه ذرة لديها زوج من الالكترونات الحرة (مثل H_2O ، NH_3)	جُزئ مُتعاَدل فيه ذرة لم تطبق قاعدة الثمانية (AlCl_3 ، BF_3)	١
الأيونات السالبة حيث أن عندها القدرة على منح الالكترونات (مثل CN^- ، CO_3^{2-} ، HSO_4^-)	الأيونات الموجبة (الكاتيونات) Ag^+ ، CO^{2+} ، Ni^{2+} ، Al^{3+} حيث أن لها رغبة في اكتساب الالكترونات	٢
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 الكهربية [مثل (SO_3) ، ($\text{O}=\text{C}=\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2$)]	٣

👉 **مميزات نظرية لويس عن نظرية أر كينيوس 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 تكمل بها العبارات التالية :

١ 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

٢ احد المركبات التالية يُمكن اعتباره حمض ، بمفهوم أرهينيوس :

- ☐ CH_4 ☐ NH_3
- ☒ H_2S ☐ LiH

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

- ☐ H_3O^+ ☐ NH_3
- ☒ NH_4^+ ☐ H_2O

٤ أحد الأزواج التالية لا يُكون زوج مترافق حسب مفهوم برونستد لوري للأحماض والقواعد :

- ☒ OH^- , NaOH ☐ NH_4^+ , NH_3
- ☐ H_2S , HS^- ☐ OH^- , H_2O

٥ 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_3O^+ ☐ HF
- ☐ F^- ☐ H_2O

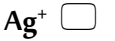
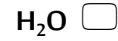
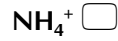
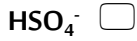
٦ الصيغة الكيميائية للقاعدة المترافقة للماء هي :

- ☐ O^{2-} ☒ OH^-
- ☐ OH ☐ H_3O^+

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

- ☐ يُعتبر الماء حمضاً مُرافقاً لكاتيون الهيدرونيوم ☒ يُعتبر أيون الهيدرونيوم حمضاً مُرافقاً للماء
- ☐ يُعتبر HCl قاعدة مُرافقة لأيون الكلوريد ☐ يُعتبر أيون الكلوريد قاعدة مُرافقة لأيون الهيدرونيوم

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



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

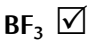
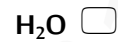
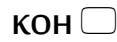
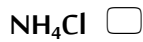
☐ تُعتبر الأمونيا حمض لويس

☒ 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 :



١١ 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

١٣ 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 :

١ الأمونيا تُعتبر قاعدة حسب نظرية برونستد - لوري لأنها تستطيع استقبال بروتون

٢ يسلك الماء سلوكاً متذبذباً حسب تعريف برونستد - لوري

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



٣ 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 تُعطي زوج من الالكترونات بينما ثالث فلوريد البورون يستقبل زوج من الالكترونات

٤ لا يعتبر 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 لا فلزي أكثر سالبيه كهربائية

طريقة التسمية : كلمة حمض + هيدرو + اسم العنصر (A) + المقطع يك			
صيغة الحمض	اسم الحمض	العنصر A	اسم العنصر A
HCl	حمض الهيدروكلوريك	Cl	
HF	حمض الهيدروفلوريك	F	
HBr		Br	
HI		I	
H ₂ S		S	

الأحماض الثلاثية



(الأكسجينية)

هي أحماض تتكون من ثلاثة عناصر هي الهيدروجين و الأكسجين و عنصر ثالث (لا فلز) يسمى بالذرة المركزية

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

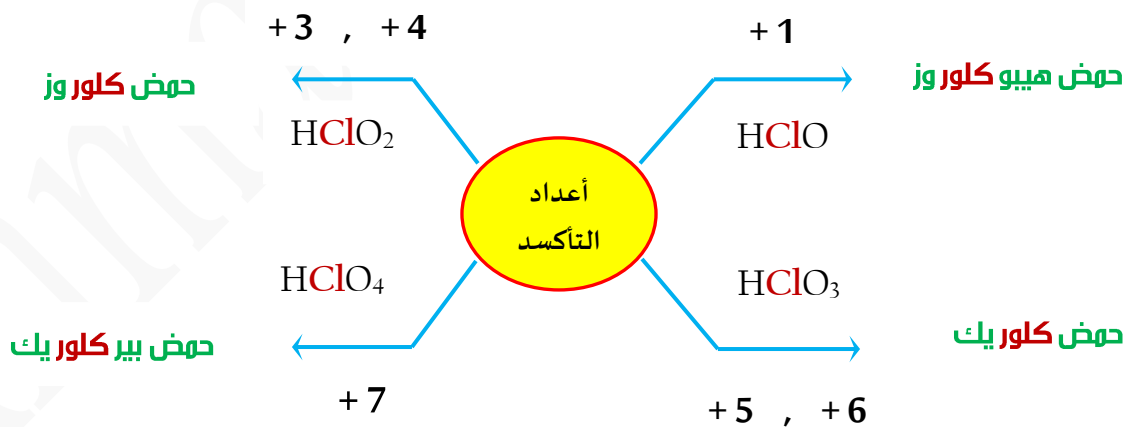
من الفلزات الانتقالية حيث يكون عدد تأكسده مرتفعاً مثل Mn^{+7} , Mn^{+6} , Cr^{+6}

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

تسمية الأحماض الثلاثية (الأكسجينية) $H_a X_b O_c$

نَعْتَمِدُ فِي تَسْمِيَةِ الْأَحْمَاضِ الثَّلَاثِيَةِ عَلَى مَعْرِفَةِ عَدَدِ تَأَكْسِدِ الذَّرَةِ الْمُرَكِّزَةِ حَيْثُ سَنَسْتَفِيدُ مِنَ الْجَدْوَلِ التَّالِيِ :

المقطع الأخير	المقطع المتوسط	المقطع الأول	إذا كان عددُ تأكسدِ الذرةِ المركزيةِ	
وز	اسم الذرة المركزية	هيبو	+ 1	
وز	اسم الذرة المركزية	—	+ 4	+3
يك	اسم الذرة المركزية	—	+ 6	+ 5
يك	اسم الذرة المركزية	بير	+ 7	



[**حالة خاصة**] تُكوِّن ذرَّةُ الكربون حمضَ أكسجيني واحدًا (وهو حمض الكربونيك)

حمض الكربونيك H_2CO_3

تسمية القواعد : اسم الكاتيون + اسم الأنيون

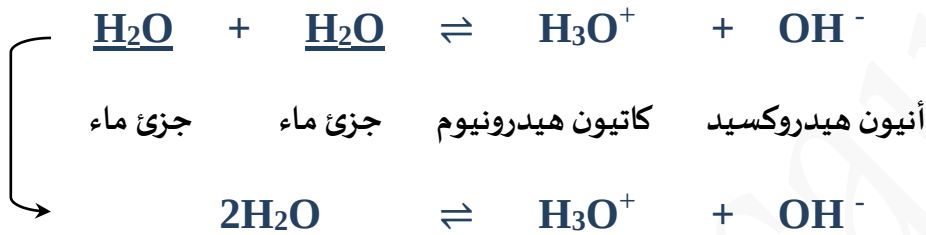


أكمل الجدول التالي:

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	اسم الحمض	صيغة الحمض
هيدروكسيد الباريوم	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	حمض الهيبوبروموز	HBrO
	RbOH	حمض البروموز	HBrO_2
	$\text{Ca}(\text{OH})_2$		HBrO_3
	$\text{Al}(\text{OH})_3$		HBrO_4
هيدروكسيد الحديد II	$\text{Fe}(\text{OH})_2$		H_2CO_3
	LiOH		H_2CrO_4
هيدروكسيد البريليوم			H_2SO_3
هيدروكسيد النحاس I		حمض النيتريك	
	NaOH	حمض الكبريتيك	
	KOH		H_3PO_4

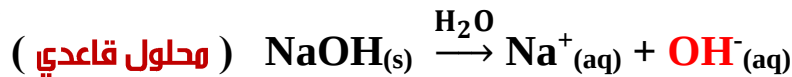
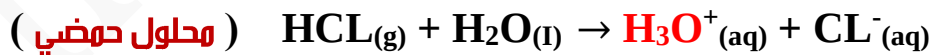
كاتيونات الهيدروجين و الحموضة

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 جميع المعاديل المائية :

يكون حاصل ضرب تركيز كاتيون الهيدرونيوم و تركيز أنيون الهيدروكسيد عند درجة حرارة 25°C

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

مسألة ١ : 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 $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7}$ إذاً المحلول قاعدي

مسألة ٢ : صنف المحاليل التالية الى حمضية وقاعدية ومتعادلة : -

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

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

١ في محلول حمض النيتريك (HNO_3) الذي درجة حرارته (25°C) يكون :

☒ تركيز كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ أكبر من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ☐ تركيز كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ أقل من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$

☐ تركيز أنيون الهيدروكسيد OH^- أكبر من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ☐ تركيز كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ يساوي $1 \times 10^{-7} \text{ M}$

٢ إذا كانت قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في الماء المقطر يساوي (2.5×10^{-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 $1 \times 10^{-14} \text{ M}$

٣ المحلول الحمضي من بين المحاليل التالية التي درجة حرارتها (25°C) يكون فيه تركيز :

☐ كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ☐ كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ $2 \times 10^{-12} \text{ M}$

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

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

١ ثابت تاين الماء (K_w) مقدار ثابت يساوي (1×10^{-14}) عند جميع درجات الحرارة []

٢ في المحلول المائي لحمض النيتريك HNO_3 يكون تركيز أنيون الهيدروكسيد أكبر من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ عند (25°C) []

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

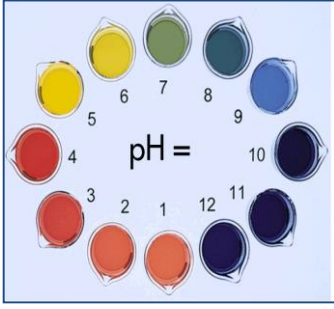
٤ في الماء المقطر يكون تركيز كاتيون الهيدروجين يساوي تركيز أنيون الهيدروكسيد عند أي درجة حرارة []

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

الماء يساوي 2.89×10^{-14}

٦ المحلول المائي الذي تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه $1.7 \times 10^{-8} \text{ M}$ عند (25°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)

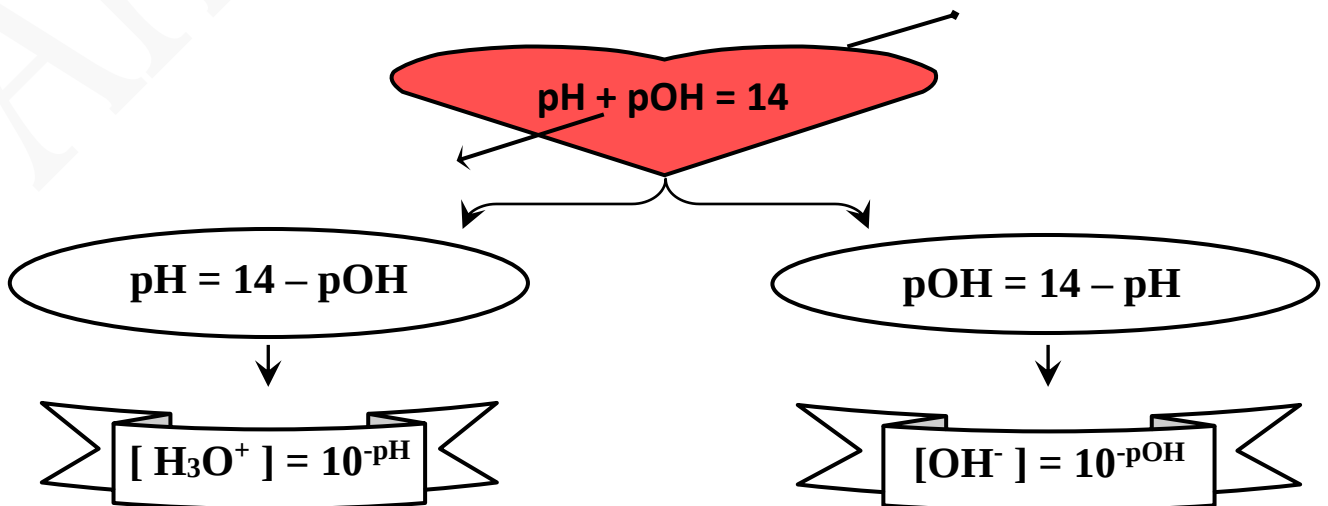
$pH = -\log [H_3O^+]$	هي القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز كاتيون $[H_3O^+]$	الأس الهيدروجيني pH
$pOH = -\log [OH^-]$	هي القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز أنيون $[OH^-]$	الأس الهيدروكسيدي pOH

$[H_3O^+]$	pH	عند (25°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 قلعي	pOH < 7

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

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

العلاقة بين pH و pOH



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

- ١ ✎ زجاجة ماء كُتب عليها الأس الهيدروجيني ($pH = 7.2$) فهذا يعني أن الماء فيها قلوي التأثير []
- ٢ ✎ عينة من أحد المنظفات ، قيمة الاس الهيدروكسيدي ($pOH = 5$) عند ($25^\circ C$) ، فإن قيمة الاس الهيدروجيني (pH) لهذه العينة تساوي (9) []
- ٣ ✎ في جميع المحاليل المائية $pH + pOH = 14$ عند ($25^\circ C$) []
- ٤ ✎ تزداد حمضية المحاليل بزيادة الأس الهيدروجيني (pH) لها []

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

- ١ ✎ حاصل جمع (pOH ، pH) يساوي 14 عند ($25^\circ C$) :
- ☐ للمحاليل الحمضية فقط ☐ للمحاليل القلوية فقط
- ☐ للمحاليل المتعادلة فقط ☒ لجميع المحاليل المائية
- ٢ ✎ إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول مائي يساوي (1×10^{-5}) عند ($25^\circ C$) :
- ☐ 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
- ٣ ✎ المحلول الأكثر حمضية من بين الهاليل التالية عند ($25^\circ C$) :
- ☐ الأس الهيدروجيني له 12 ☐ الأس الهيدروكسيدي له 3.5
- ☐ تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه $1 \times 10^{-7} M$ ☐ تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه $1 \times 10^{-2} M$
- ٤ ✎ 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 $[H_3O^+] = [OH^-]$

قوة الأحماض والقواعد



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



بالنسبة للحمض القوي نجد أنه يُنتجُ أكبر كميةٍ من كاتيونات الهيدرونيوم (H_3O^{+})

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

هي الأحماض التي تتأين بشكل تام في المحلول المائي و لا وجود لحالة إتران له لأن التفاعل طردي فقط	الأحماضُ القويةُ
حيث يتحول الحمض كلياً إلى قاعده المرافقة ويصبح تركيز الحمض غير المتأين HA يساوى صفر $\text{HCl}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$	
هي الأحماض التي تتأين جزئياً في المحلول المائي و تشكل حالة إتران	الأحماضُ الضعيفةُ
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})}$	
هي القواعد التي تتأين بشكل تام في محاليلها المائية	القواعدُ القويةُ
$\text{NaOH}_{(\text{s})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$	
هي القواعد التي تتأين جزئياً في المحاليل المائية	القواعدُ الضعيفةُ
$\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$	

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 عللي 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 ₃ PO ₄ 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 والعكس 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

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

وتكون العلاقة الرياضية لثابت تأين القاعدة

ملاحظات: $pK_b = -\log K_b$

① تتأين القواعد القوية بالكامل إلى كاتيونات فلزية وأنيونات هيدروكسيد في الماء ولذلك ليس لديها ثابت تأين

② كلما كانت قيمة (K_b) صغيرة فإن درجة تأين القاعدة في المحلول تكون صغيرة وذلك للقواعد الضعيفة والعكس صحيح

③ 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	
أحماض قوية	HCl HBr HI HNO ₃ H ₂ SO ₄	حمض الهيدروكلوريك حمض الهيدروبروميك حمض الهيدرويوديك حمض النيتريك حمض الكبريتيك	أحماض قوية
أحماض ضعيفة	H ₃ PO ₄ HF CH ₃ COOH HCOOH H ₂ CO ₃ H ₂ S HClO H ₃ BO ₃	حمض الفوسفوريك حمض الهيدروفلوريك حمض الأسيتيك حمض الفورميك حمض الكربونيك حمض الهيدروكبريتيك حمض الهيبيكلوروز حمض البوريك	أحماض ضعيفة
محاليل متعادلة	N ₂ H ₄ NH ₃ CH ₃ NH ₂ C ₂ H ₅ NH ₂	هيدرازين أمونيا ميثيل أمين إيثيل أمين	محاليل متعادلة
قواعد قوية	Ca(OH) ₂ NaOH KOH	هيدروكسيد الكالسيوم هيدروكسيد الصوديوم هيدروكسيد البوتاسيوم	قواعد قوية

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

- ١ ✧ تركيز أيون الهيدرونيوم الناتج من تأين (H_2SO_4) أقل من تركيزه الناتج من تأين HSO_4^- []
- ٢ ✧ يتأين حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) على ثلاث مراحل []
- ٣ ✧ ثابت تأين المرحلة الثالثة لحمض الفوسفوريك أقل من ثابت تأني المرحلة الثانية له []
- ٤ ✧ الأحماض الضعيفة هي الاحماض التي تكون درجة تأينها منخفضة في المحاليل المائية []
- ٥ ✧ تحتوي محاليل الأحماض الضعيفة على جُزيئات الحمض غير المتأين مع الأيونات الناتجة عن التأين []
- ٦ ✧ يحتوي المحلول المائي لحمض الهيدروكلوريك على كاتيونات (H_3O^+) ، و أنيونات (Cl^-) فقط []
- ٧ ✧ يحتوي المحلول المائي لحمض الاسيتيك على كاتيونات (H_3O^+) و أنيونات (CH_3COO^-) فقط []
- ٨ ✧ المحاليل المتساوية التركيز من ($NaOH$) و (NH_3) تحتوي على نفس التركيز من أنيون الهيدروكسيد []
- ٩ ✧ يحتوي المحلول المائي للأمونيا على أنيونات الهيدروكسيد و كاتيونات الأمونيوم و جُزيئات أمونيا غير مُتأينة []
- ١٠ ✧ الصيغة العامة للأحماض ثنائية العنصر ثنائية البروتون هي HA []
- ١١ ✧ يتأين حمض الهيدروكبريتيك H_2S على مرحلتين []
- ١٢ ✧ يُعتبر حمض الكربونيك H_2CO_3 حمض ثنائي البروتون []
- ١٣ ✧ لا يُمكن تحضير محلول مُركز من هيدروكسيد الكالسيوم لأنه شحيح الذوبان في الماء []
- ١٤ ✧ قيمة ثابت تأين الماء في الهيدروكلوريك 0.1 M تُساوي قيمته في محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1 M []
- ١٥ ✧ إذا كانت K_a لحمض الأستيك تُساوي 1.8×10^{-5} ، و لحمض الهيبوبروموز 2×10^{-9} فإن حمض الاستيك هو الأقوى []
- ١٦ ✧ إذا كانت K_a لحمض الاسيتيك تساوي 1.8×10^{-5} ، و لحمض الفورميك تُساوي 1.8×10^{-4} فإن الاس []
- الهيدروجيني لمحلول حمض الفورميك يكون أكبر من الاس الهيدروجيني لمحلول حمض الاسيتيك المُساوي له بالتركيز []
- ١٧ ✧ في المحلول لحمض الهيدروكلوريك المخفف لا توجد جُزيئات HCl []
- ١٨ ✧ أقوى الأحماض التالية (H_3PO_4 , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}) هو حمض H_3PO_4 []
- ١٩ ✧ الحمض الأقوى تكون قيمة تأين K_a له أكبر و pK_a له أقل []
- ٢٠ ✧ القاعدة القوية يوجد لها ثابت اتزان لأن تأنها جُزئي في المحاليل المائية []
- ٢١ ✧ محلول لحمض مُركز أو مُخفف تعني محلول لحمض قوي أو ضعيف []

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

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

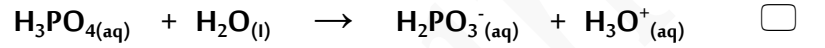
HCl ☐

NH₃ ☐

Na₂O ☐

NaOH ☐

٢ المعادلات التالية تمثل مراحل تأين حمض الفوسفوريك ، عدا معادلة واحدة منها ، و هي :



٣ المرحلة الثانية لتأيين حمض الفوسفوريك في المحاليل المائية تؤدي الى تكون كاتيون الهيدرونيوم و :

H₂PO₄⁻ ☐

HPO₄²⁻ ☐

H₃PO₄ ☐

PO₄³⁻ ☐

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

HF ☐

HNO₃ ☐

HClO ☐

CH₃COOH ☐

٥ يحتوي المحلول المائي لحمض الهيدروسيانيك HCN على :

أيونات CN⁻ فقط ☐

أيونات (CN⁻) ، (H₃O⁺) فقط ☐

أيونات (CN⁻) ، (H₃O⁺) وجزيئات (HCN) ☐

أيونات (H₃O⁺) فقط ☐

٦ يحتوي المحلول المائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH على :

أيونات (OH⁻) وجزيئات (Na₂O) فقط ☐

أيونات (CN⁻) ، (H₃O⁺) فقط ☐

أيونات (OH⁻) ، (Na⁺) فقط ☐

أيونات (OH⁻) وجزيئات (Na₂O) وجزيئات (NaOH) ☐

٧ أضعف الأحماض التالية هو حمض :

HF ☐

HI ☐

HCl ☐

HBr ☐

املأ الفراغات في الجمل و العبارات التالية بما يناسبها :

١ المرحلة الاولى لتأين حمض H_3PO_4 في المحاليل المائية تؤدي الى تكون أيون الهيدرونيوم و أيون آخر صيغته $H_2PO_4^-$

٢ الحمض الضعيف تكون قاعدته المرافقة **قوية**

٣ محلولان من حمض الاسيتيك CH_3COOH و حمض الهيدروسيانيك HCN متساويان ، فإذا علمت أن ثابت التأين

للحمضين 1.8×10^{-5} ، 4.5×10^{-4} على الترتيب فإن المحلول الذي له قيمة الأس الهيدروجيني الأقل **HCN**

٤ دليل حمض ثابت التأين له يساوي 7.95×10^{-5} فإن قيمة الأس الهيدروجيني له في الحالة القاعدية يساوي **5.1**

رتب الأحماض التالية تصاعدي حسب قوتها ، علما 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 الهيبوكlorوز ($K_a = 3 \times 10^{-8}$) ، حمض الكلوروز ($K_a = 1.1 \times 10^{-2}$)

الحل : حمض الهيبوكlorوز > حمض البروبانويك > حمض الفورميك > حمض الكلوروز

رتب القواعد التالية تصاعديا حسب قوتها ، علما بأنها متساوية التركيز و عند درجة الحرارة نفسها

محلول 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 > محلول الأمونيا > ثنائي ميثيل أمين