



Gases Behaviour سلوك الغازات

نبدأ هذه الوحدة بمقارنة بين حالات المادة الثلاثة (الصلبة و السائلة و الغازية)

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 يُدرس 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

و لا يوجد بين هذه الجسيمات قوى تنافر أو قوى تجاذب و تتحرك حركة عشوائية منتظمة في اتجاهات مستقيمة

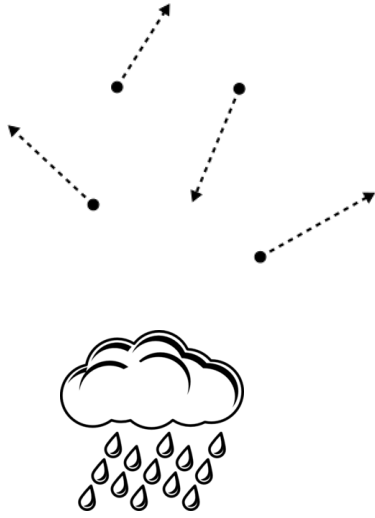
عند ترك كيس البطاطا الجاهزة تحت أشعة الشمس نلاحظ انتفاخه فما السبب (**علل**)

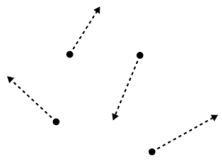
لزيادة ضغط الهواء الموجود داخله على جدران الكيس نتيجة زيادة درجة الحرارة

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

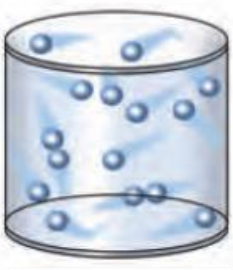
لأن الهواء الساخن أقل كثافة من الهواء البارد ، و بالتالي ترتفع كتل الهواء الساخن فوق كتل الهواء البارد

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





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**

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 و حجم 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 .

للتناقص 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 .



ترداد 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 تُستخدم 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 تضاعف (زاد) عدد جسيمات الغاز تضاعف الضغط و العكس صحيح . (العلاقة طردية)

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

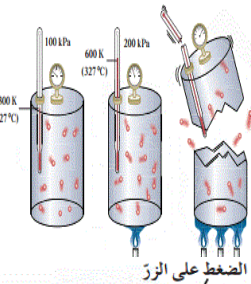
عند فتح وعاء محكم الإغلاق يحتوي على غاز مضغوط ،

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

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

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

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



الضغط على الزر



غاز دفعي
(ضغط مرتفع)
الهواء الخارجي
(ضغط منخفض)
حاصل
قاع منحن
مقاوم للضغط

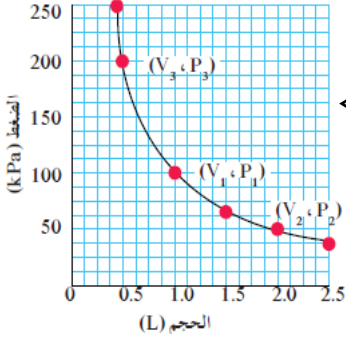


قوانين الغازات Gases Laws

قانون بويل درس العلاقة بين الضغط P و الحجم V

أكتب نص قانون بويل :

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



أكتب العلاقة الرياضية لقانون بويل :

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

مثل بيانياً العلاقة بين ضغط الغاز و حجمه

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)

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

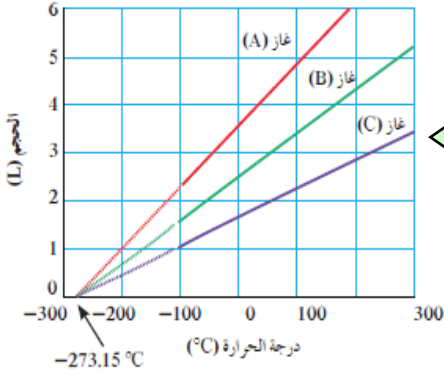
الحل : نستخدم قانون بويل

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

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

قانون تشارلز : درس العلاقة بين الحجم و درجة الحرارة

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



أكتب النص الرياضي لقانون تشارلز

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

العلاقة طردية

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 °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

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

ملاحظة

$$T_{(k)} = T_{(c)} + 273$$

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 **T** و الضغط **P**

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

✍ أكتب العلاقة الرياضية لقانون جاي لوساك ؟

العلاقة طردية

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

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

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

مسألة (٢) :

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 (٣) :

ضغط الهواء في إطار سيارة هو 198 kPa عند درجة حرارة 27 °C و في 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 ، و ذلك 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) :

إذا كان حجم بالون مملوء بالغاز يساوي 30 L عند درجة حرارة 40 °C و ضغط 153 kPa ، فما هو حجم البالون عند الضغط و درجة الحرارة القياسيين (STP)

الحل : نستخدم القانون الموحد للغازات :

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

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

مسألة (٢) :

يشغل غاز عند ضغط يساوي 155 kPa و درجة حرارة 25 °C وعاء حجمه الأصلي 1 L ، يزداد ضغط الغاز الى 605 kPa بفعل ارتفاع درجة الحرارة الى 125 °C و يتغير 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 يُعَيَّن باستخدام القيم القياسية

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

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

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

Pressure

Temperature

Number of moles

Volume

Gas constant

$$PV = nRT$$

ملاحظة : بإعادة ترتيب المعادلة السابقة نحصل على قانون الغاز المثالي

مسألة (١)

تحتوي كرة مجوفة مثبتة على 685 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 621 K و ضغط غاز 1.89×10^3 kpa

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

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

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 (٢) :

ما الضغط الذي يمارسه عدد مولات يساوي 0.45 mol من غاز مثالي محبوس في دورق حجمه 0.65 L

عند درجة حرارة 25°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 ، و لكن في ظروف محددة من الضغط و درجة الحرارة

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

ما المقصود ب **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 الجزئي عند الصعود الى أعلى و بالتالي يحتاج متسلق الجبال الى اسطوانات الاكسجين لتعويض النقص



① فرضية أفوجادرو

مثال تمهيدي : افترض العالم أفوجادرو أنه لو كان لدينا عُرفَتَيْنِ لهُمَا نَفَسَ الْحَجْمِ و

فَمُنَا بِمِلْهُمَا بِنَفْسِ الْعَدَدِ مِنَ الْجُسَيْمَاتِ بَعْضِ النَّظَرِ عَنِ صِغَرِهَا وَ كِبَرِ حَجْمِهَا ، وَ بِاعْتِبَارِ أَنْ

جُسَيْمَاتِ الْغَازِ مُتَبَاعِدَةٌ عَنِ بَعْضِهَا فِي الْفَرَاغِ ، فَلَا حَظَّ أَنْ مَجْمُوعَةَ الْجُسَيْمَاتِ الْكَبِيرَةِ

نِسْبِيًا لَا تَتَطَلَّبُ فَرَاغًا أَكْبَرَ عِنْدَ مُقَارَنَتِهَا مَعَ نَفْسِ الْعَدَدِ مِنَ الْجُسَيْمَاتِ الصَّغِيرَةِ نِسْبِيًا

☞ 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 و الضغط نفسه تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات

الحجم المولي : هو الحجم الذي يشغله المول الواحد من غاز مثالي عند درجة الحرارة و الضغط القياسيين و يساوي 22,4L

مثال توضيحي :

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

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

☛ 0.202 mol يشغل حجماً مقداره V (L)

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

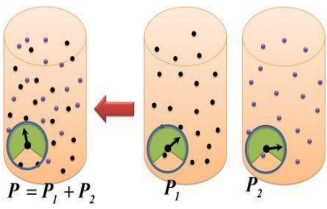
مسألة (١) :

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 ؟

② قانون دالتون للضغوط الجزئية



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

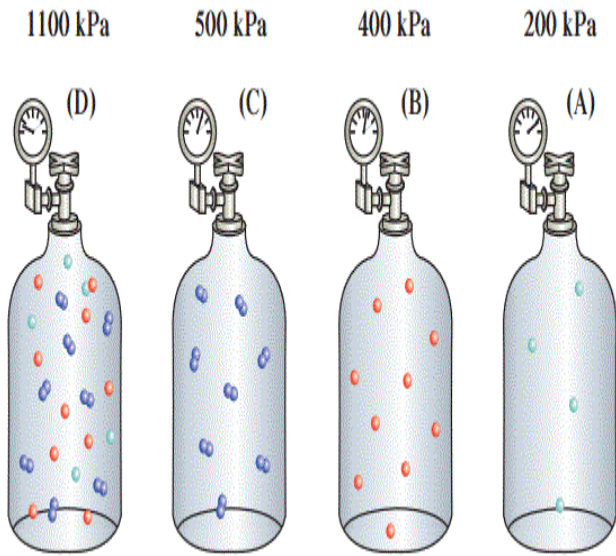
و في حالة ثبات الحجم و درجة الحرارة فان قيمة $\left(\frac{RT}{V} \right)$ تصبح ثابتة أي يصبح القانون السابق ثابت $P = n \times$

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 و طاقتها الحركية ، و بالتالي يكون لكل غاز ضغط جزئ 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 و درجة الحرارة يكون الضغط الكلي لخليط من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها

يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للخليط

علل : يجب على الطيارين و متسلقي 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 و معه 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



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 ، و يساوي 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}

مسألة (٣) :

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

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

الإناء الجديد

سرعة التفاعل الكيميائي و الأتزان الكيميائي

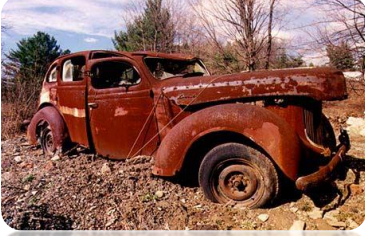
ما المقصود ب سرعة التفاعل الكيميائي :

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 الكيميائي ؟

→ يُقاس التغير في عدد المولات خلال فترة زمنية معينة



هي كمية المواد المتفاعلة التي يحدث لها تغير في وحدة الزمن

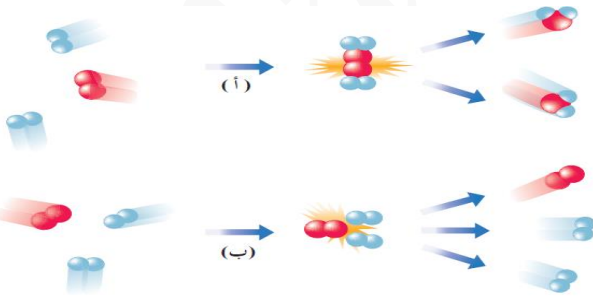


نظرية التصادم

ما المقصود ب

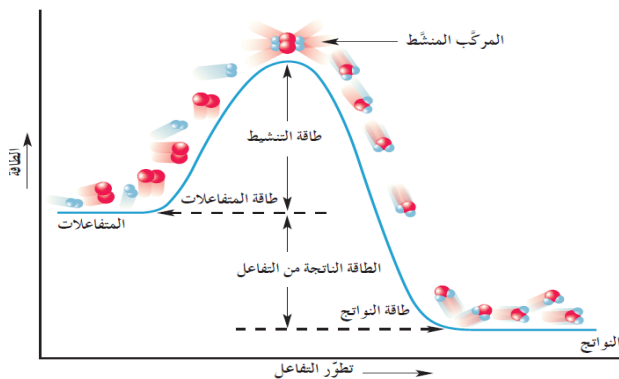
تنص نظرية التصادم على ان الذرات و الأيونات و الجزيئات يمكن أن تتفاعل و تكون نواتج عندما تصطدم ببعضها البعض بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح

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



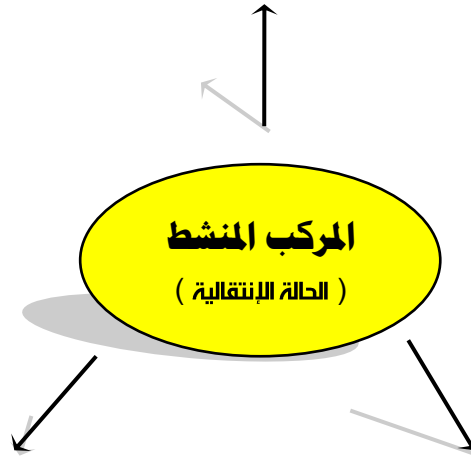
ما المقصود ب طاقة التنشيط :

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 ان يتكون حتى يتفكك مرة أخرى ليعطي المواد المتفاعلة أو يستمر ليكون النواتج

اذا 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

اذا توافرت طاقة كافية و توجيه صحيح للذرات



مثال : في درجة حرارة الغرفة لا تكون تصادمات جزيئات الأكسجين و الكربون 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

درجة الحرارة التركيز حجم الجسيمات المواد المحفزة

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



زيادة 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، و لكن اذا قمنا بتعرض الفحم للهب تزداد سرعة التفاعل

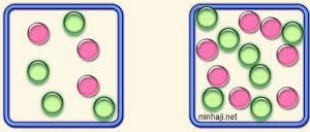
لأنه في درجة حرارة الغرفة تكون التصادمات بين جزيئات الأوكسجين و الكربون غير نشطة و فعالة لتخطي حاجز طاقة التنشيط

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

علل : يستمر التفاعل بين الكربون و الأوكسجين 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

التركيز



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

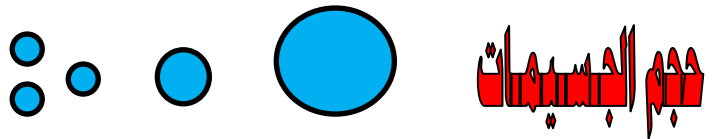
لأن زيادة تركيز المواد المتفاعلة تؤدي الى زيادة عدد الجسيمات المتفاعلة و بالتالي زيادة عدد التصادمات و بالتالي زيادة سرعة التفاعل

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 الأوكسجين تؤدي الى زيادة عدد التصادمات و يزداد تفاعل الاحتراق



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 : غُبار 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 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

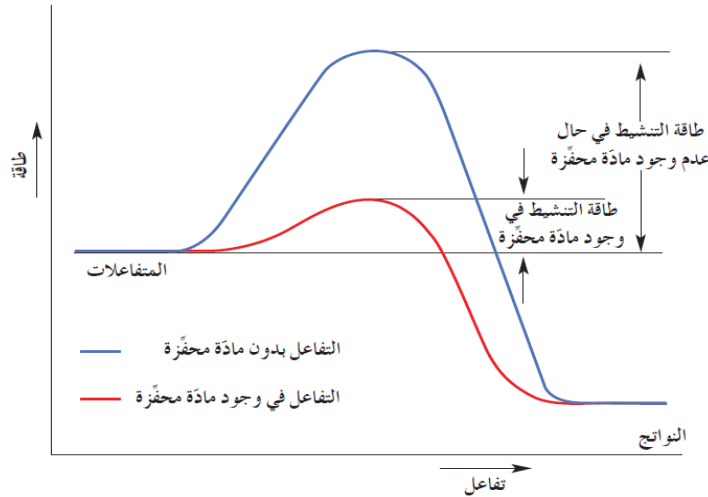
المواد المحفزة



ما المقصود بـ **المادة المحفزة** :

هي مادة تزيد من سرعة التفاعل ولا تسهلك ولا يعير برحيبها الكيميائي عند نهاية التفاعل

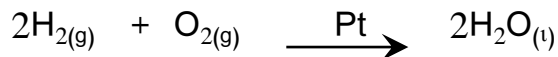
ملاحظة : تعمل المواد المحفزة على إيجاد آلية بديلة ذات طاقة تنشيط أقل من الطاقة المطلوبة للتفاعل



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 فوق 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 **لان 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 تضعف تأثيرها و هذا يؤدي إلى بقاء التفاعلات أو انعدامها



التفاعلات العكسية و الأثران 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



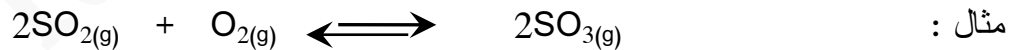
علل : تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم من التفاعلات غير العكسية

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) ، و الآخر

باتجاه تكوين الاكسجين و ثاني 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 ليبدأ التفاعل العكسي و يتكون SO_2 و O_2 ، و مع زيادة

تركيز SO_3 تزداد سرعة التفاعل العكسي و معها تقل سرعة التفاعل الطردي لنقص كمية المتفاعلات SO_2 و 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 :



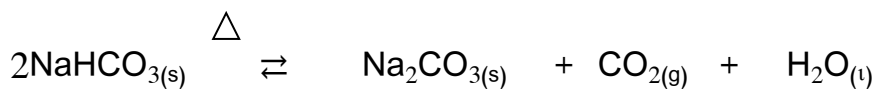
علل : يعتبر التفاعل التالي

لأن المواد المتفاعلة و الناتجة في حالة واحدة من حالات المادة و يمكن للمادة الناتجة 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 :



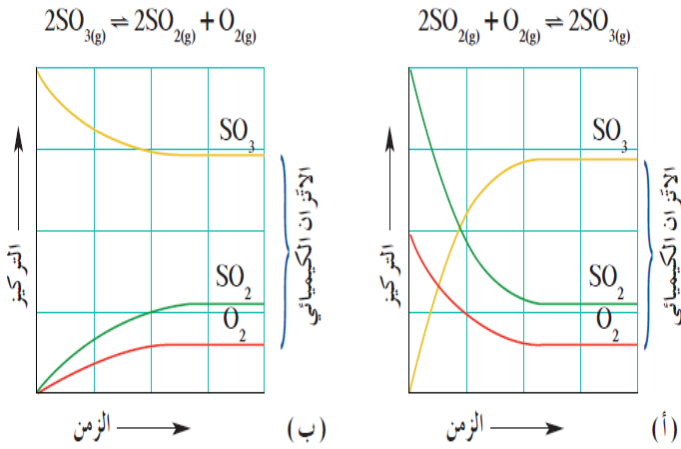
الاتزان الكيميائي الديناميكي

ما المقصود بـ **الاتزان الكيميائي الديناميكي** :

لو أخذنا تفاعلاً عكوساً \rightleftharpoons من بدايته سيكون تركيز المواد المتفاعلة في البداية مرتفعاً وتكون سرعة التفاعل الطردي (المباشر) أكبر ما يمكن ، ولكن بعد مرور فترة زمنية سيقبل تركيز المتفاعلات ويزداد تركيز النواتج وعندها ستصبح سرعة التفاعل العكسي أكبر من سرعة التفاعل الطردي ويستمر التفاعل في الاتجاهين الى ان نصل الى وقتٍ تتساوى عنده سرعة التفاعل الطردي مع سرعة التفاعل العكسي وهنا 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 الطردي مساوية لسرعة التفاعل العكسي طالما بقي النظام بعيداً عن أي مؤثر خارجي

لدينا علاقة تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي و تراكيز 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 الطردي و العكسي عند الاتزان

إلا أن تركيز كل من المواد المتفاعلة و الناتجة على جانبي المعادلة الكيميائية لا يكون متساويًا بالضرورة و لكنه يثبت



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 تماماً للتفاعل الطردى

ما هي فائدة المادة المحفزة ؟

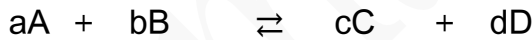
تقليل الفترة الزمنية للوصول الى الاتزان .

ثابت الاتزان K_{eq}

عند الوصول الى حالة الاتزان لديناميكي نحصلُ 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



اذكر فوائد و أهمية معرفة ثابت الاتزان K_{eq} ؟

① معرفة تراكيز المواد عند الاتزان

② تُحدد أيّ من التفاعلات الطرية أو العكسية سيكون مفضلاً عند الاتزان .

③ تُحدد أيّ من المواد ستكون الأكثر تواجداً عند الاتزان (المواد الناتجة أم المواد المتفاعلة)

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

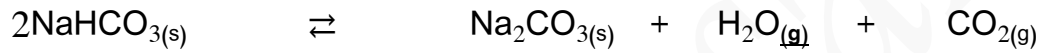
علل : لا يشمل تعبير ثابت الاتزان Keq المواد الصلبة .

لأن تركيزها ثابت لا يتغير و يساوي الواحد

علل : لا يشمل تعبير ثابت الاتزان Keq الماء في الحالة السائلة .

لأنه يعمل كهذيب و بالتالي يكون تركيزه ثابت و يساوي الواحد

مثال ١ : عبر عن ثابت الاتزان Keq بالمعادلة الرياضية للتفاعلات التالية :



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



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



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

مسألة : أعطى تحليل خليط في حالة اتزان مكون من النيتروجين و الهيدروجين و الامونيا ، و موجود في دورق سعته 1 L ، النتائج

التالية : هيدروجين 0.15 mol ، نيتروجين 0.25 mol ، امونيا 0.1 mol ، احسب ثابت الاتزان Keq لهذا التفاعل



.....
.....

العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي



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 و الضغط



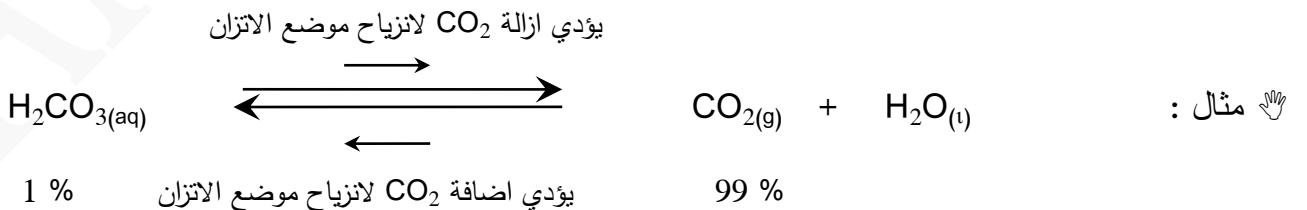
ملاحظة : تكون إزاحة موضع الاتزان تعويضاً عن الاختلال الذي سببه التغير في أي من العوامل

☞ ما هي العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي ؟

التركيز

⚡ تمهيد : يُسبب تغير أي كمية أو تركيز لمادة متفاعلة أو ناتجة اختلال في اتزان النظام ، و هنا سيُعدل 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 اكسيد الكربون يحدث العكس حيث ينزاح موضع الاتزان باتجاه اليمين أي باتجاه التفاعل الطردي بهدف تعويض النقص

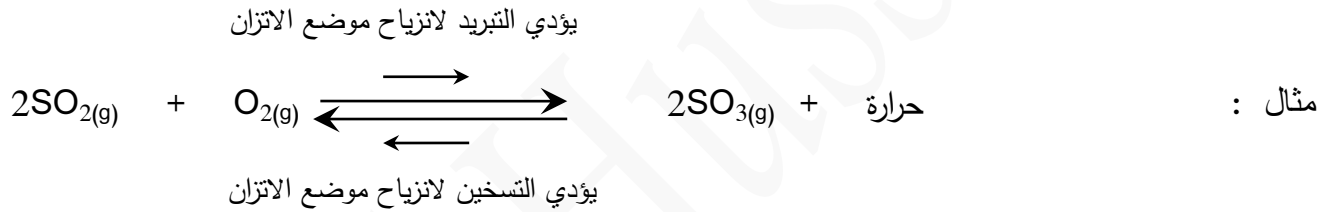
في كمية CO₂ أي سيزداد تفكك H₂CO₃

درجة الحرارة

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

و كمو 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 $\Delta H = 0$

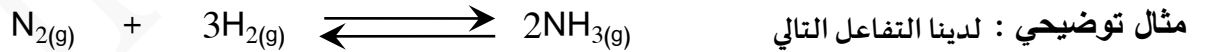


ملاحظة : تم اعتبار الحرارة في التفاعلات السابقة كإحدى المواد الناتجة

الضغط

توضيح : يؤثر الضغط على الوحدات الغازية عندما يكون هناك اختلاف في عدد هولات المواد المتفاعلة و الناتجة على

كل من جانبي المعادلة .



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

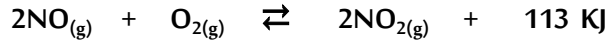
في وسط التفاعل أي من خلال تكوين جزيئات من الغاز الناتج .

- 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 الموزن ترتبط بدرجة الحرارة أي تتغير بتغيرها و لا تتغير قيمة Keq بتغير كل

من الضغط و التركيز

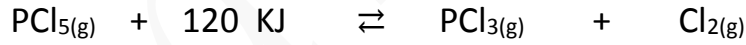


في النظام المتزن التالي :

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 **لقِيمة ثابت الاتزان** (K_{eq}) و لكمية (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 مر و ملمسها زلق	① طعمها لاذع
② تغير لون بعض الأدلة (تترقق ورقة تبياع الشمس ذات اللون الأحمر)	② تُغير لون بعض الأدلة (تحمر ورقة تبياع 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 و ملح	⑥ يتفاعل الكثير من الفلزات مثل الخارصين Zn و المغنسيوم Mg مع المحاليل المائية للأحماض لتعطي غاز الهيدروجين و تتفاعل الأحماض أيضاً مع القواعد لتكوين ماء و ملح

نظريات الأحماض و القواعد

لويس

برونستد - لوري

أرهينيوس

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

أحماض وقواعد أرهينيوس

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

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 الأسيتيك 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 الاسيتيك (CH_3COOH) يعتبر حمضاً أحادي البروتون

لأن حمض الاسيتيك 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

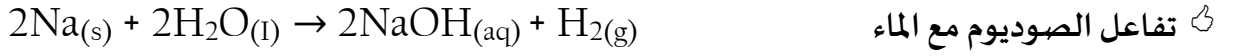
الأخرى تتصل بذرة الكربون بروابط قطبية ضعيفة وبالتالي تكون غير قابلة للتأين

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 :



يستخدم هيدروكسيد الصوديوم في تحضير المنتجات المنزلية المستخدمة في تسليك البالوعات و تنظيفها

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



هيدروكسيدات المجموعة 2A	هيدروكسيدات المجموعة 1A	وجه المقارنة
Mg(OH) ₂	NaOH	أمثلة
Ca(OH) ₂	KOH	
أقل	أكبر	الذوبان في الماء (أقل - أكبر)
منخفض	مرتفع	تركيز أيون الهيدروكسيد OH ⁻ (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 لها شديداً وتأكلاً للجلد نظراً إلى خواصها الكاوية للجلد

و لا يلتئم الجرح الذي تسببه بسرعة لذلك يجب غسلها جيداً

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 و زاد تركيز OH⁻ في محلولها المائي

تصور 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 (NH₃) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية



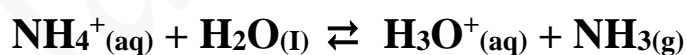
و كذلك أسيتات الصوديوم (CH₃COONa) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية



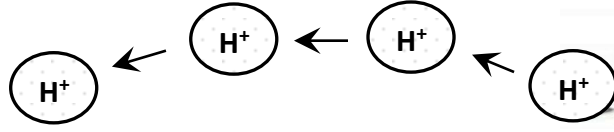
و كذلك كربونات الصوديوم (Na₂CO₃) عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل مائية قاعدية

③ بعض المركبات لا تحتوي على كاتيونات الهيدروجين H⁺ مثل كلوريد الأمونيوم NH₄Cl

وغاز (CO₂) ولكنها تُنتج محلولاً حمضياً عند ذوبانها في الماء .



نظرية برونستد - لوري للأحماض والقواعد



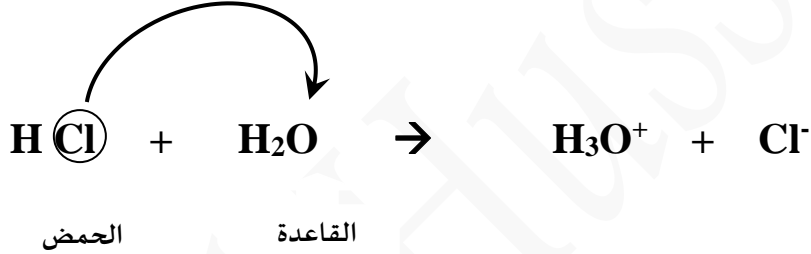
قواعد برونستد - لوري

أحماض برونستد - لوري

هي الهادة (جزئ أو أيون) التي تستقبل كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول وتسمى مستقبل بروتون

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

وهي أقل من حمضها المرافق بذرة هيدروجين واحدة

الحمض المرافق

هو الجزء الناتج من القاعدة بعد استقبال البروتون

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 و حمضها المرافق

زوج مترافق

حمض	+	قاعدة	\rightleftharpoons	حمض مرافق	+	قاعدة مرافقة
HBr	+	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

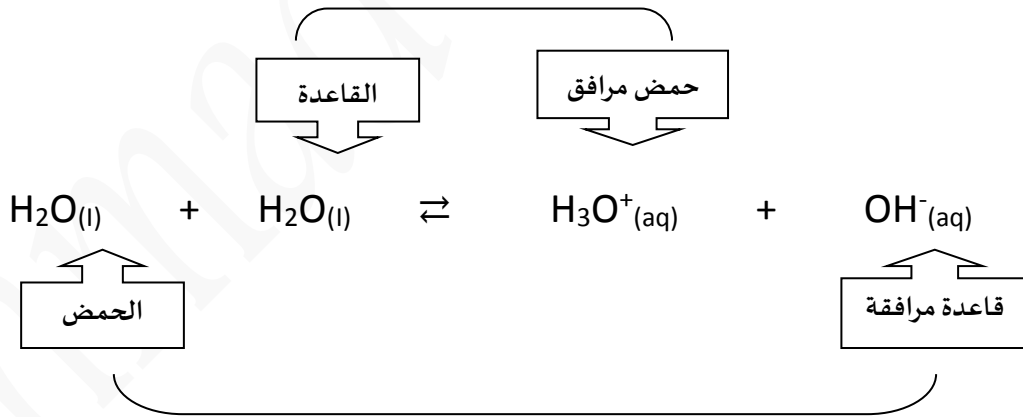
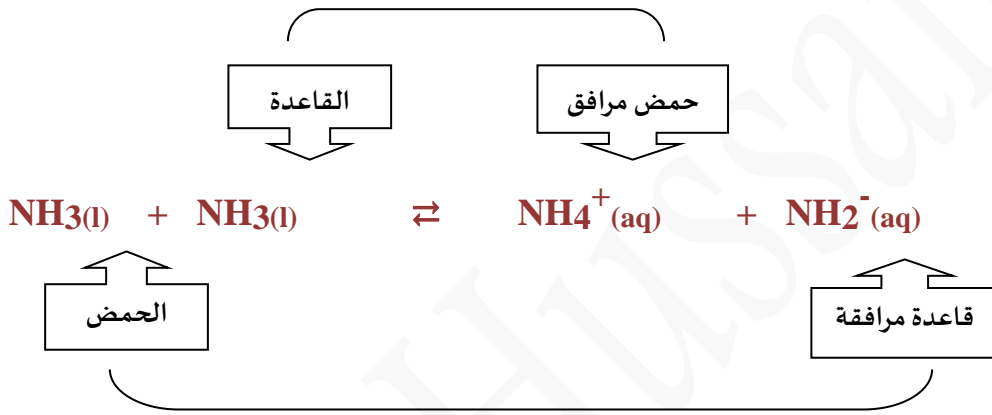
الحمض	القاعدة المرافقة
HCl	Cl ⁻
H ₃ O ⁺	
H ₂ SO ₄	
HSO ₄ ⁻	
H ₂ CO ₃	
HCO ₃ ⁻	
CH ₃ COOH	
H ₂ O	
NH ₄ ⁺	

المواد المترددة :

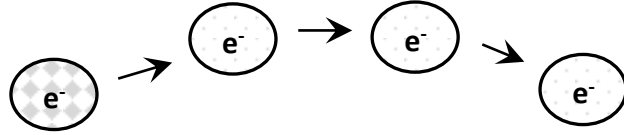
بعض المواد يمكن أن تتأين ذاتياً مثل الماء و الأمونيا و في هذه الحالة يسلك جزء منها كحمض بينما يسلك الجزء الآخر

كقاعدة وتسمى هذه المواد بالمواد المترددة

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



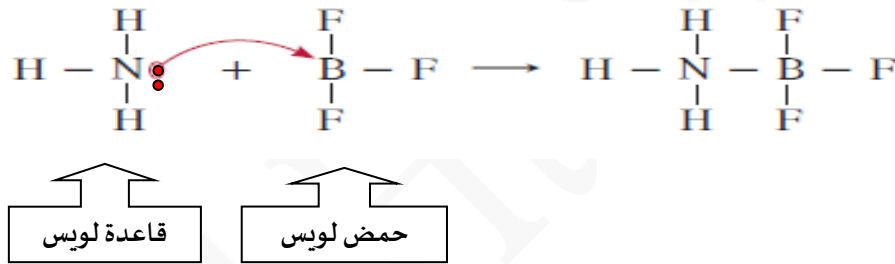
أحماض و قواعد لويس



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 مُتعادل فيه ذرة لديها زوج من الالكترونات الحرة (مثل H_2O ، NH_3)	جُزئ مُتعادل 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 تكول بها العبارات التالية :

١ تمييز الأحماض 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 يوكن اعتباره حوضاً بمفهوم أرهينيوس :

- CH₄ NH₃
 H₂S 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 :

- H₃O⁺ NH₃
 NH₄⁺ H₂O

٤ أحد الأزواج التالية لا يكون زوجاً مترافقاً حسب مفهوم برونستد لوري للأحماض و القواعد :

- OH⁻ , NaOH NH₄⁺ , NH₃
 H₂S , HS⁻ OH⁻ , H₂O

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 :

- H₃O⁺ HF
 F⁻ H₂O

٦ الصيغة الكيميائية للقاعدة المرافقة للماء هي :

- O²⁻ OH⁻
 OH H₃O⁺

٧ 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

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

HSO_4^-

NH_4^+

H_2O

Ag^+

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 يعتبر حمضاً حسب مفهوم لويس فقط :

NH_4Cl

KOH

H_2O

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 :

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 تعطي 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 فلزي 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 ₂ S	حمض الهيدروكبريتيك	S	الكبريت

الأحماض الثلاثية



(الأكسجينية)

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

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

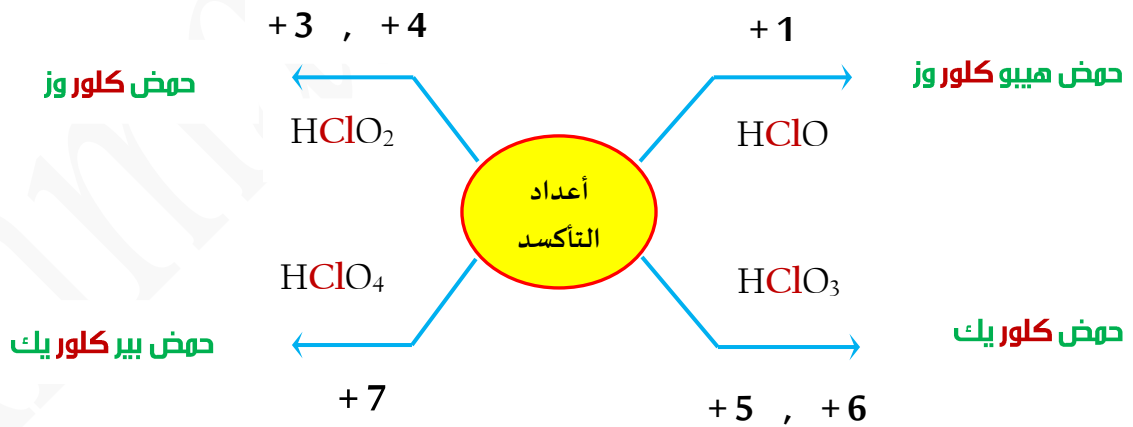
من الفلزات الانتقالية حيث يكون عدد تأكسده مرتفعاً مثل Mn^{+7} , Mn^{+6} , Cr^{+6}

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) $H_a X_b O_c$

نَعتمدُ في تسمية الأحماضِ الثلاثيةِ على معرفة عدد تأكسدِ الذرةِ المركزيةِ حيث سنستفيدُ من الجدول التالي :

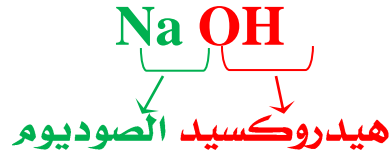
المقطع الأخير	المقطع المتوسط	المقطع الأول	إذا كان عددُ تأكسدِ الذرةِ المركزيةِ
وز	اسم الذرة المركزية	هيبو	+ 1
وز	اسم الذرة المركزية	—	+ 4 +3
يك	اسم الذرة المركزية	—	+ 6 +5
يك	اسم الذرة المركزية	بير	+ 7



[حالة خاصة] تكون ذرة الكربون حمض أوكسجيني واحدا (وهو حمض الكربونيك)

حمض الكربونيك H_2CO_3

تسمية القواعد : اسم الكاتيون + اسم الأنيون



أكمل الجدول التالي:

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

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

مسألة ٢ : 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 لنسب 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 []

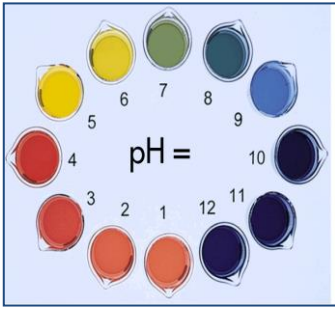
٤ ﴿ في الماء المقطر يكون تركيز كاتيون الهيدروجين يساوي تركيز أنيون الهيدروكسيد عند أي درجة حرارة []

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

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)

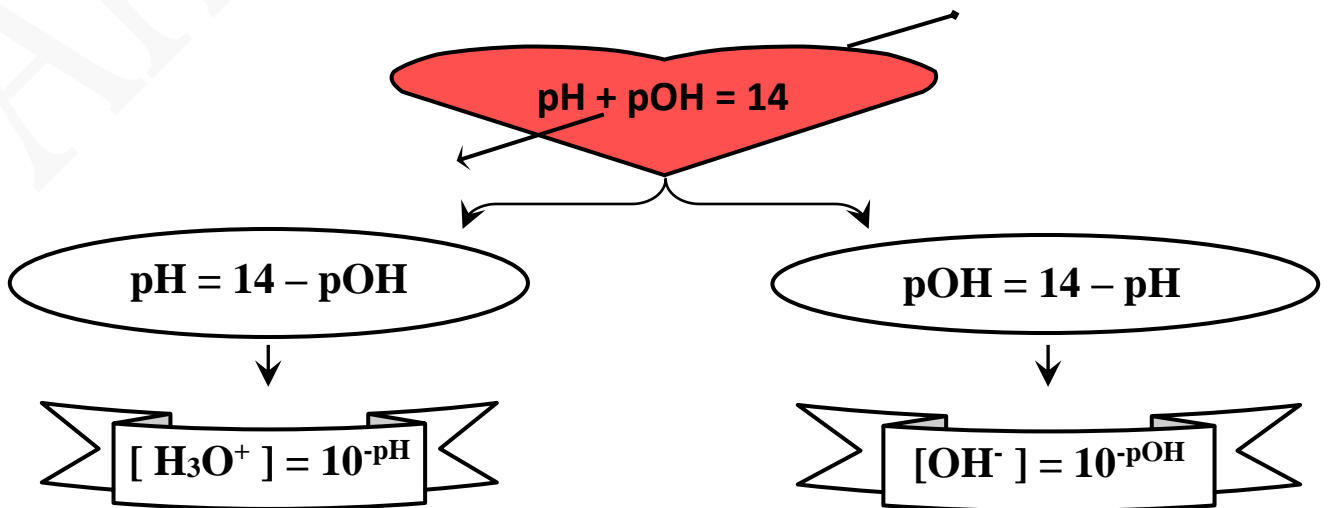
$pH = -\log [H_3O^+]$	هي القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز كاتيون $[H_3O^+]$	الأس الهيدروجيني pH
$pOH = -\log [OH^-]$	هي القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز أنيون $[OH^-]$	الأس الهيدروكسيدي pOH

$[H_3O^+]$	pH	عند $(25^\circ C)$	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 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 كُتِبَ 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 °C) ، فإن قيمة الاس []

الهيدروجيني (pH) لهذه العينة تساوي (9)

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

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

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

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

للمحاليل الحمضية فقط للمحاليل القلوية فقط

للمحاليل المتعادلة فقط لجميع المحاليل المائية

٢ ✎ إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول هائي يساوي (1×10^{-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

٣ ✎ 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 $1 \times 10^{-2} M$

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 $[H_3O^+] = [OH^-]$

مسألة ١ : 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 ٢ : احسب تركيز كاتيون الهيدرونيوم للمحاليل التي لها قيم pH التالية :-

8 (ج)

11 (ب)

4 (أ)

مسألة ٣ : احسب الأُس الهيدروجيني pH عند 25°C لمحلول يساوي فيه تركيز أنيون

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

مسألة ٤ : احسب الأُس 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

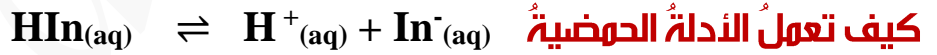
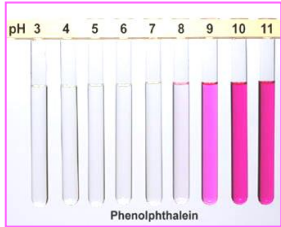
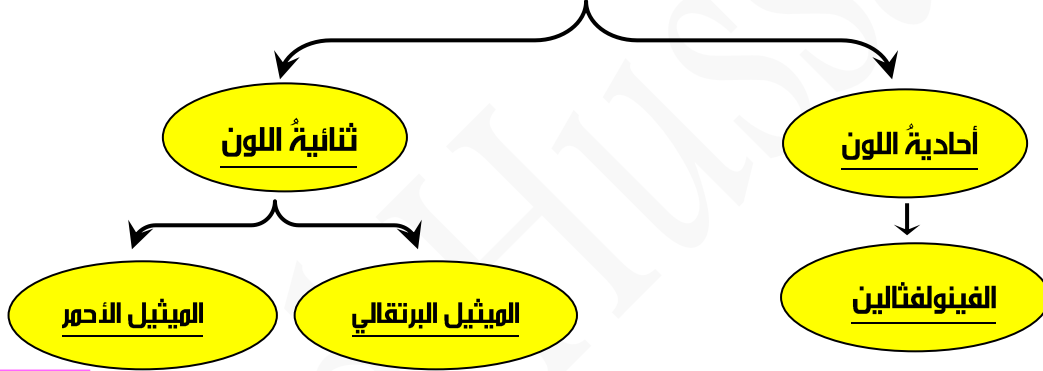
أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها تبعاً لقيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي توضع فيه

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

أدلة التعادل القاعدية ويرمز لها (InOH)

أدلة التعادل الحمضية ويرمز لها (HIn)

تتقسم أدلة التعادل إلى نوعين تبعاً لعدد ألوانها في الوسط الحوضي 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 :

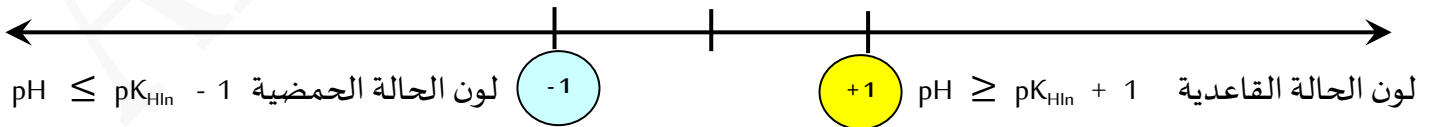
$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad : \text{يمكن معرفة مدى الدليل الحمضي من العلاقة}$$

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

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

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

اللون الوسطي $\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}}$



أنترطة الأدلة الورقية



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



مقياس الأس الكهروكيميائي pH – Meter

جهاز يستخدم للقياسات الدقيقة والسريعة 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

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

مسألة ١ : دليل حمضي ثابت التآين له $K_{HIn} = 3.15 \times 10^{-4}$ و لون حالته الحمضية هو الاحمر

و لون حالته القاعدية هو الاصفر و المطلوب احسب قيمة pH للمحلول التي يظهرُ عندها اللون :-

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

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

علل : لا يُستخدم دليل الميثيل البرتقالي لمعايرة حمض الفورميك و هيدروكسيد 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 و محلول الأمونيا

لأن حمض النيتريك حمض قوي و محلول الامونيا قاعدة ضعيفة و بالتالي يستخدم 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 (H_3O^+)

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

هي الأحماض التي تتأين بشكل تام في المحلول الهائي و لا وجود لحالة إتزان له لأن التفاعل طردي فقط	الأحماض القوية
حيث يتحول الحمض كلياً إلى قاعده المرافقة و يصبح تركيز الحمض غير المتأين HA يساوى صفر	
$\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$	
هي الأحماض التي تتأين جزئياً في المحلول الهائي و تشكل حالة إتزان	الأحماض الضعيفة
$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$	
هي القواعد التي تتأين بشكل تام في محاليلها المائية	القواعد القوية
$\text{NaOH}_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	
هي القواعد التي تتأين جزئياً في المحاليل المائية	القواعد الضعيفة
$\text{NH}_3_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$	



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 **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 H₃PO₄ 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 (Ka , pKa) 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 و أنيونات هيدروكسيد في الماء و لذلك 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 و لكن 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 الهيدرويودييك حمض النيتريك حمض الكبريتيك	أحماض قوية
تزداد قوة الحمض	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 الهيبوكلوروز حمض البوريك	
محاليل متعادلة	N ₂ H ₄ NH ₃ CH ₃ NH ₂ C ₂ H ₅ NH ₂	هيدرازين أمونيا ميثيل أمين إيثيل أمين	أحماض ضعيفة
تزداد قوة القاعدة	Ca(OH) ₂ NaOH KOH	هيدروكسيد الكالسيوم هيدروكسيد الصوديوم هيدروكسيد البوتاسيوم	أحماض قوية
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)

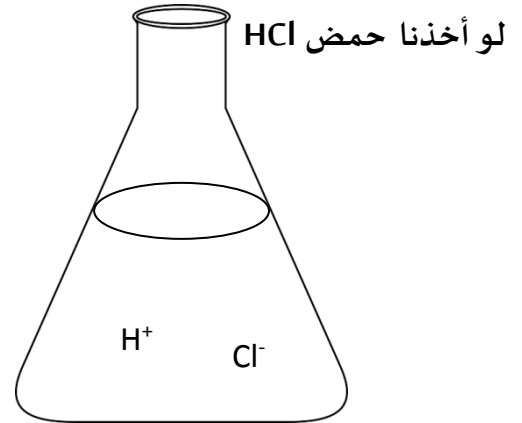
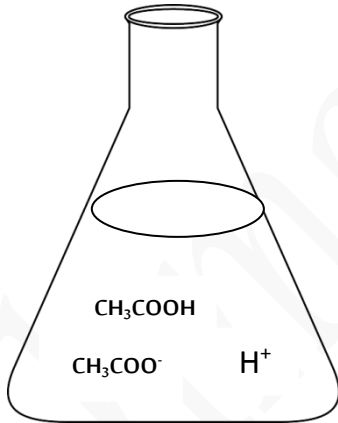
القوة :

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 :



سنلاحظ أن حمض الهيدروكلوريك يتأين بالكامل و بالتالي يكون حمض قوي حتى لو كان تركيزه مخفف في المحلول

في حين أن حمض الخل يتفكك جزئياً و بالتالي يكون حمض ضعيف حتى و ان كان تركيزه في المحلول مرتفع

حساب ثوابت التآين :

لحساب ثابت تأين حمض ضعيف K_a في المسائل نستخدم العلاقة :

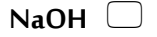
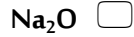
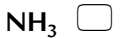
[تركيز الحمض] عند الاتزان = التركيز الابتدائي للحمض - تركيز الحمض المتأين

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

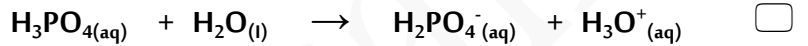
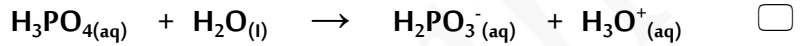
- ١ ✦ تركيز أيون الهيدرونيوم الناتج من تأين (H_2SO_4) أقل من تركيزه الناتج من تأين HSO_4^- []
- ٢ ✦ يتأين حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) على ثلاث مراحل []
- ٣ ✦ ثابت تأين المرحلة الثالثة لحمض الفوسفوريك أقل من ثابت تأين المرحلة الثانية له []
- ٤ ✦ الأحماض الضعيفة هي الاحماض التي تكون درجة تأينها منخفضة في المحاليل المائية []
- ٥ ✦ تحتوي محاليل الأحماض الضعيفة على جزيئات 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 أيون الهيدروكسيد []
- ٩ ✦ يحتوي المحلول المائي للأمونيا على أنيونات الهيدروكسيد و كاتيونات الأمونيوم و جزيئات أمونيا غير متأينة []
- 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 الهيپوبروموز 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 جزيئات 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 تأينها جُزئي في المحاليل المائية []
- ٢١ ✦ محلول لحمض مُركز أو مُخفف تعني محلول لحمض قوي أو ضعيف []

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

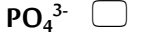
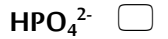
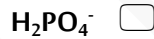
١ ✎ المواد التالية تعتبر تامة التأيين (أو التفكك) في المحاليل المائية عدا واحدة واحدة منها ، و هي :



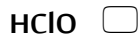
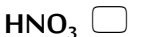
٢ ✎ المعادلات التالية تمثل مراحل تأين حمض الفوسفوريك ، عدا معادلة واحدة منها ، و هي :



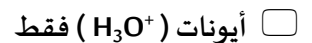
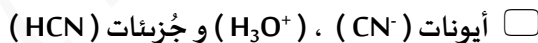
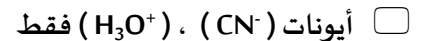
٣ ✎ المرحلة الثانية لتأيين حمض الفوسفوريك في المحاليل المائية تؤدي الى تكون كاتيون الهيدرونيوم و :



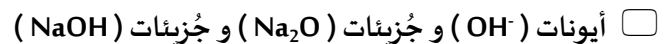
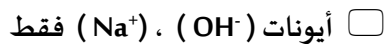
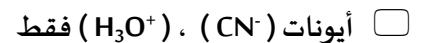
٤ ✎ تركيز كاتيون الهيدرونيوم يكون أكبر ما يمكن في محلول أحد الأحماض التالية المتساوية عند نفس درجة الحرارة ، و هو محلول حمض :



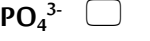
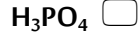
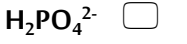
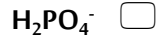
٥ ✎ يحتوي المحلول المائي لحمض الهيدروسيانيك HCN على :



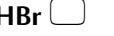
٦ ✎ يحتوي المحلول المائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH على :



٧ ❖ الصيغة الكيميائية للحمض اليرافق للأيون التالي (HPO_4^{2-}) :



٨ ❖ أضعف الأحمض التالية هو حمض :



مسألة ١ : 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 ٢ : عند إذابة 1 mol من جُزئ مجهول $\text{X}(\text{OH})_3$ في 1 L من الماء ، تبين أن المحلول المائي يحتوي على

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

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

سؤال ٣ : يتأين حمض الأسيتيك CH_3COOH جزئياً في محلول مائي للحمض بتركيز 0.1 M عند قياس تركيزات

المواد الموجودة عند الاتزان تبين أن تركيز أنيون الأسيتات CH_3COO^- يُساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم :

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

احسب قيمة ثابت التأين لحمض الأسيتيك ؟

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

و عند الاتزان لدينا

سؤال 4 : احسب K_a لحمض الميثانويك HCOOH ، إذا كان تركيز كاتيون الهيدرونيوم في

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

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

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

① ما هو الأس الهيدروجيني pH لهذا المحلول ؟

② ما هي قيمة K_a لهذا الحمض ؟

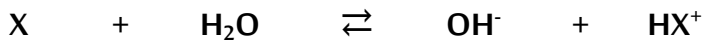
الحل :

② لدينا حمض ضعيف أحادي بروتون نفرض رمزه HA

سؤال: قاعدة ضعيفة أحادية الحمضية قيمة الاس الهيدروجيني لها 8.75 في محلول تركيزه 0.1 M

احسب قية ثابت التآين K_b لهذه القاعدة

الحل: في البداية و كما تعودنا نكتب معادلة التآين

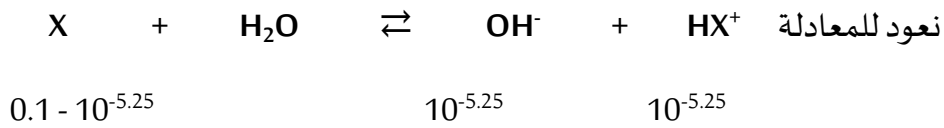


ثم باستخدام القانون المعروف $pH + pOH = 14$

نحسب pOH و التي $pOH = 14 - 8.75 = 5.25$

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

نعود للمعادلة



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

$$10^{-5.25}$$

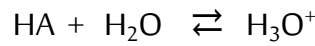
$$10^{-5.25}$$

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

سؤال: 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



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

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

سؤال: احسب الأس الهيدروجيني عند درجة 25 °C لمحلول يساوي فيه تركيز أنيون 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 بما يناسبها :

١ ✦ المرحلة الاولى لتأين حمض H_3PO_4 في المحاليل المائية تُؤدي لى 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 مُتساويان ، فإذا علمت أن ثابت التأين

للحمضين 1.8×10^{-5} ، 4.5×10^{-4} على الترتيب فإن المحلول الذي لهو قيمة الاس 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 الأدهاض التالية تصاعدياً حسب قوتها ، علماً 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 الهيبيوكلوروز ($K_a = 3 \times 10^{-8}$) ، حمض الكلوروز ($K_a = 1.1 \times 10^{-2}$)

الحل : حمض الهيبيوكلوروز > حمض البروبانويك > حمض الفورميك > حمض الكلوروز

رتب القواعد التالية تصاعدياً حسب قوتها ، علماً 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 أُضيفت عينة من حمض قوي الى حجم كبير من الماء فسوف تعطي محلولاً مخففاً و لكنه يبقى حمضاً قويا

لأن كل العينة ستكون في صورتها المتأينة

علل : يعتبر حمض الأستيك CH_3COOH حمضاً ضعيفاً

لأن يتأين تأين جزئي و يشكل حالة اتزان

علل : في محلول حمض الهيدروكلوريك HCl المخفف يكون تركيز الحمض غير المتأين HCl يساوي صفراً

لأنه حمض قوي يتأين تأين تاماً