للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

الكيميـــــاء

الصف الثاني عشر – الفصل الأول

2026/2027





رب ارحمهما كما ربياني صغيرا

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

سلوك الغازات

2026/2027

مذكرة و مدرس
99457080

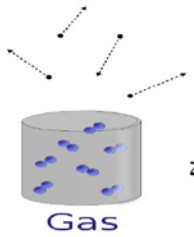
حالات المادة

	صلبة	سائلة	غازية
الشكل	ثابت	غير ثابت	غير ثابت
الحجم	ثابت	ثابت	غير ثابت
التماسك	كبير جدا	متوسط	صغير جدا
قابلية الانضغاط	صغير جدا	صغير	كبير جدا

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- تتحرك جسيمات الغاز حركة عشوائية في جميع الاتجاهات ولكنها في خطوط مستقيمة

فرضيات النظرية الحركية للغاز



1- الغازات عبارة عن جسيمات كروية الشكل
2- جسيمات الغاز صغيرة جداً بالمقارنة مع المسافات التي تفصل بينها
3- لا توجد قوى تنافر او تجاذب بين جسيمات الغاز
4- تتحرك جسيمات الغاز بسرعة في حركة عشوائية ثابتة في مساراتٍ مستقيمة
5- تحدث جسيمات الغاز ضغطاً على جدار الوعاء الحاوي لها نتيجة التصادمات المستمرة بين هذه الجسيمات و جدران الوعاء

نص النظرية الحركية للغازات

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

ملاحظة

تسير جسيمات الغاز في مسارات مستقيمة (الحركة البراونية)
يمكن للجسيمات أن تحيد عن مسارها اذا اصطدمت مع بعضها البعض
تكون التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة تماماً

المتغير الذي يعبر عن متوسط الطاقة الحركية لجزيئات الغاز هو درجة الحرارة

يتفخ كيس البطاطا الجاهزة عند تركه تحت أشعة الشمس
لزيادة ضغط الهواء الموجود داخله على جدران الكيس نتيجة زيادة درجة الحرارة
يكثُرُ الهواء في مناطق الضغط الجوي المرتفع عنه في مناطق الضغط الجوي المنخفض
لان 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 بحريةٍ داخل الأوعية التي توجد بها لعدم وجود قوى تنافر او تجاذب بين جسيمات الغاز
يأخذ الغاز شكل و حجم الاناء الحاوي له لعدم وجود قوى تنافر أو تجاذب بين جسيمات الغاز
تكون التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة تماماً
لان الكمية الكلية للطاقة الحركية تظل ثابتة أثناء الاصطدام و تنتقل من جسيم الى أخر 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
يُحذرُ من إحراق أو (تسخين) علب الرذاذ حتى لو كانت فارغة
لانها تصبح قابلة للانفجار ، لزيادة سرعة حركة جسيمات الغاز نتيجةً لامتصاصها للطاقة الحرارية ،
و زيادة بالتالي اصطدام جسيمات الغاز بجدران الوعاء ، و بالتالي تمارس ضغط أكبر

تذكر – ملاحظات هامة:

1- متوسط الطاقة الحركية لمجموعة من جسيمات الغاز تتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة (k) للغاز

2- تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز مع ارتفاع درجة الحرارة وتقل مع انخفاضها (علاقة طردية)

3- يتكون الهواء من مجموعة من جزيئات الغازات ثنائية الذرة مثل (N_2 & H_2 & Cl_2 & O_2) كما توجد فيه الغازات النبيلة (الخاملة) في شكل جزيئات أحادية الذرة مثل (He & Ne & Ar)

المتغيرات التى تصف غاز ما

الضغط (P)	الحجم (V)	عدد المولات (n)	درجة الحرارة المطلقة (T)
Kpa	اللتر L	المول mol	الكلفن K

ملاحظة هامة جداً

ضغط الغاز ينشأ نتيجة تصادمات جزيئات الغاز مع بعضها البعض ومع جدران الوعاء

العوامل التي تؤثر على ضغط الغاز (P)

كمية الغاز n (عدد الجسيمات)	الحجم V (	درجة الحرارة T
علاقة طردية	علاقة عكسية	علاقة طردية
حيث بزيادة عدد الجسيمات يزداد التصادم بينها بعضها وبين جدار الوعاء ما يؤدي الى زيادة الضغط	مضاعفة الحجم تقلل الضغط للنصف	زيادة درجة الحرارة يؤدي لزيادة سرعة حركة جسيمات الغاز نتيجةً لامتصاصها للطاقة الحرارية, وبالتالي زيادة اصطدام جسيمات الغاز بجدران الوعاء, وبالتالي يزداد الضغط



آلية عمل عبوات الرذاذ

عند فتح وعاء محكم الإغلاق يحتوي على غاز مضغوط ينتقل الغاز داخل الوعاء من الحيز ذي الضغط المرتفع الى الحيز الخارجي ذي الضغط المنخفض

مذكرة و مدرس 99457080

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

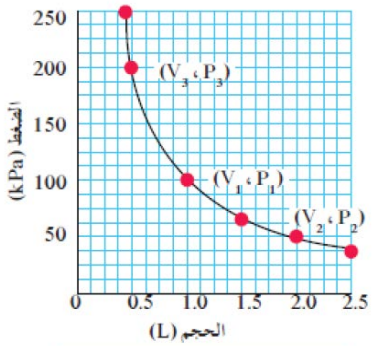
قوانين الغازات

1 قانون بويل: - (العلاقة بين الضغط P والحجم V)

يتناسب الحجم الذي تشغله كمية معينة من الغاز تناسبا عكسيا مع ضغط الغاز – عند درجة حرارة ثابتة

العلاقة الرياضية
شرط ثبات
درجة الحرارة

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



العلاقة عكسية

مثال

يحتوي منطاد على 30 L من غاز الهيليوم (He) عند ضغط 103 kPa على ارتفاع معين. ما حجم غاز الهيليوم عندما يصعد المنطاد ويصل الضغط فيه الى 25 kPa ؟ مع افتراض ثبات درجة الحرارة.

الحل:
باستخدام قانون بويل:

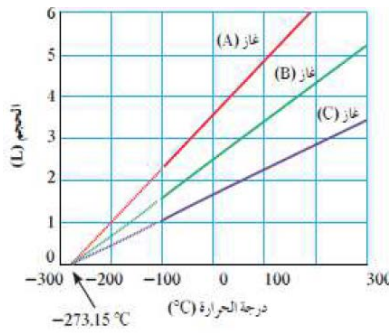
$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$
$$103 \times 30 = 25 \times V_2$$
$$V_2 = \frac{103 \times 30}{25} = 123.6 \text{ L}$$

2 قانون تشارلز: - (العلاقة بين الحجم P ودرجة الحرارة T)

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

العلاقة الرياضية
مع ثبات الضغط
وكمية الغاز

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



العلاقة طردية

مثال 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 ؟

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

ملاحظة هامة

درجة الصفر المطلق (0 K) = (− 273.15 ° C)

أو تسمى درجة الحرارة (- 273.15 °C) بدرجة الصفر المطلق أو الصفر كالفن

أو هي درجة الحرارة التي تساوي عندها متوسط الطاقه الحركيه لجسيمات الغاز الصفر

لاحظ جيدا: مقياس التحويل من السيليسيوس الى الكلفن $T_{(k)} = T_{(°C)} + 273$

3

قانون جاي لوساك: - (العلاقة بين درجة الحرارة T والضغط P

يتناسب ضغط كمية معينة من الغاز تناسبا طرديا مع درجة حرارته المطلقة – مع ثبات الحجم.

العلاقة طردية

العلاقة الرياضية
مع ثبات الحجم

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

مثال: إذا كان ضغط الغاز في عبوة رزاز مستخدمة يساوي 103 kPa عند درجة حرارة 25 C°. احسب ضغط الغاز في حال أُلقيت هذه العبوه في النار على درجة حرارة 298 C° مع افتراض ثبات الحجم.

الحل:
نستخدم قانون جاي لوساك

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

$$\frac{103}{298} = \frac{P_2}{1201} = 415.11 \text{ Kpa}$$

4 القانون الموحد للغازات

العلاقة الرياضية

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

ملاحظة هامة

المجموعة القياسية (STP)

درجة الحرارة القياسية 273 k

الضغط القياسي 101.3 Kpa

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

الحل:
نستخدم القانون الموحد للغازات

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

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

مذكرة و مدرس 99457080

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

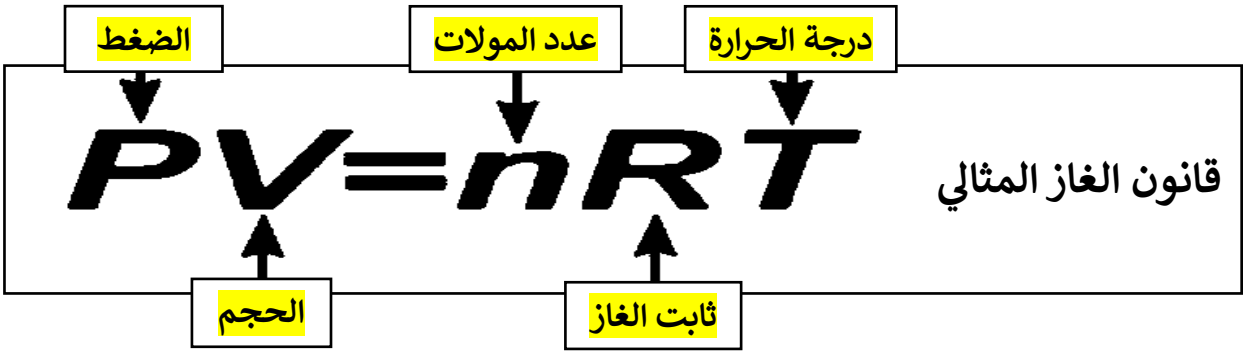
الغازات النبيلة (الغازات المثالية)

الغـاز المثـالي : هو غاز افتراضي يحقق جميع فرضيات النظرية الحركية

الثلج الجاف: هو غاز ثاني أكسيد الكربون في الحالة الصلبة. CO_2

علل: يسمى ثاني أكسيد الكربون الصلب بالثلج الجاف؟

لأنه يتبخر مباشرة دون أن ينصهر (يتسامى عند الضغط الجوي العادي)



قانون الغاز المثالي

من العلاقة السابقة نحصل على ثابت يسمى ثابت الغاز المثالي R

و يُعينُ باستخدام القيم القياسية (P = 101.3 Kpa , T = 273 k)

$$R = \frac{V \times P}{T \times n} = \frac{101.3 \times 22,4}{273 \times 1} = 8.31 \text{ kpa.L/mol.k}$$

مثال :إذا قام عامل فى شركة تعبئة الغاز بملء اسطوانة حجمها 20 L بغاز النيتروجين (N_2) إلى أن يصبح ضغط الغاز 2×10^4 kPa عند درجة 28 °C ، فكم عدد مولات (N_2) التى ستحويها هذه الأسطوانة ؟ (اعتبر غاز N_2 غازاً مثالياً .)

الحل :

المعلوم $P = 2 \times 10^4$ kPa $V = 20$ L $T = 28$ °C

غير المعلوم $n = ?$ mol عدد مولات (N_2)

باستخدام القيم المعلومة وقانون الغاز المثالى ($P \times V = n \times R \times T$) لحساب القيمة غير المعلومة (n) .

نظرا لتطبيق قوانين الغازات فى حل هذه المسألة ، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات الحرارة المطلقة (K) .

$$T = 28 \text{ °C} + 273 = 301 \text{ K}$$

باعد ترتيب قانون الغاز المثالى لفصل n فى أحد طرفى المعادلة

$$n = \frac{P \times V}{R \times T}$$

بالتعويض عن القيم المعلومة : P , V , R , T في المعادلة السابقة :

$$n = \frac{2 \times 10^4 \times 20}{8.31 \times 301} = 160 \text{ mol } N_{2(g)}$$

مثال :تحتوى بئر عميقة تحت سطح الأرض على 2.24×10^6 L من غاز الميثان CH_4 عند ضغط 1.5×10^3 kPa ودرجة حرارة 42 °C . احسب كتلة الميثان التي تحتوى عليها البئر علماً بان : $(M.wt.\ (CH_4) = 16\ g/mol)$

الحل :

المعلوم $P = 1.5 \times 10^3$ kPa $V = 2.24 \times 10^6$ L $T = 24$ °C

غير المعلوم $M = ?$ kg CH_4

باستخدام القيم المعلومة وقانون الغاز المثالى ($Px\ V = n \times R \times T$) نحول المولات إلى جرامات مستخدما الكتلة المولية للميثان

نظرا لتطبيق قوانين الغازات فى حل هذه المسألة ، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات الحرارة المطلقة (K) :

$$T = 42\ °C + 273 = 315\ K$$

بإعد ترتيب معادلة قانون الغاز المثالي لفصل المقدار n في أحد طرفي المعادلة .

$$n = \frac{P \times V}{R \times T}$$

نعوض عن الكميات المعلومة في المعادلة لإيجاد عدد مولات الميثان :

$$n = \frac{1.5 \times 10^3 \times 2.24 \times 10^6}{315 \times 8.31} = 1.28 \times 10^6\ mol$$

حول مولات الميثان إلى جرامات .

$$n = \frac{m}{M.wt.}$$

$$m = n \times M.\ wt. = 1.28 \times 10^6 \times 16$$

$$= 2.05 \times 10^7\ g$$

$$= 2.05 \times 10^4\ kg$$

الغاز المثالي (هو غاز افتراضي) يتبع قوانين الغازات عند جميع الظروف القياسية

أي أن: الغاز المثالي لو وجود له.

ولكن في ظروف محددة من الضغط ودرجة الحرارة تسلك الغازات الحقيقة سلوك الغاز المثالي الى حد كبير

إذاً: **الغاز الحقيقي: هو الغاز الذي يمكن إسالته وتحويله إلى الحالة الصلبة بالتبريد تحت ضغط**

وبالتالي: فإن إمكانية اسالة الغاز وتصلبه تدل على وجود قوي تجاذب بين جزيئاته

1 فرضية أفوجادرو

نص الفرضية:

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 22,4 L

التفسير الذي تستند عليه فرضية أفوجادرو

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

مثال :احسب الحجم (باللتر) 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)

$V = 22.4 \times 0.202 = 3.52$ L

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

مثال

ما عدد جزيئات غاز الأكسجين الموجودة في 3.36 L من غاز الأكسجين عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة ؟

الحل :

المعلوم $V = 3.36\ L$

غير المعلوم عدد جزيئات O_2 = ؟

التحويل المطلوب : حجم ⟵ عدد المولات ⟵ عدد الجزيئات

نستخدم الحجم المولي 22.4 L/mol وعدد أفوجادرو 6×10^{23} للقيام بالتحويل المطلوب .

بتقسيم القيم المعلومة على الحجم المولي ، ثم الضرب بعدد أفوجادرو نحصل على :

جزيء $N_u = \frac{3.36}{22.4} \times 6 \times 10^{23} = 9 \times 10^{22}$

2 قانون دالتون للضغوط الجزيئية

نص **قانون دالتون**

عند ثبات الحجم و درجة الحرارة يكون الضغط الكلي لخليط من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزيئية للغازات المكونة للخليط

العلاقة الرياضية لقانون دالتون للضغوط الجزيئية

الضغط الكلي $P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + ...$

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 **ضغط الجزئي** منفرد .

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

المقصود بـ **الضغط الجزئي**

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

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

و بالتالي يصبح القانون السابق ⟵ ثابت $P = n \times$

علل: يجب على الطيارين و متسلقي الجبال أن يحملوا معهم امدادات أكسجين إضافية

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

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

سرعة التفاعل الكيميائي والاتزان الكيميائي

تعريفها:

هي كمية المواد المتفاعلة التي يحدث لها تغير في وحدة الزمن

كيف تقاس سرعات التفاعلات الكيميائي ؟ **يُقاسُ التغير في عدد المولات خلال فترة زمنية معينة**

نظرية التصادم

تنص نظرية التصادم على

لذرات و الأيونات و الجزيئات يمكن ان تتفاعل و تكون نواتج عندما تصطدم ببعضها البعض بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح

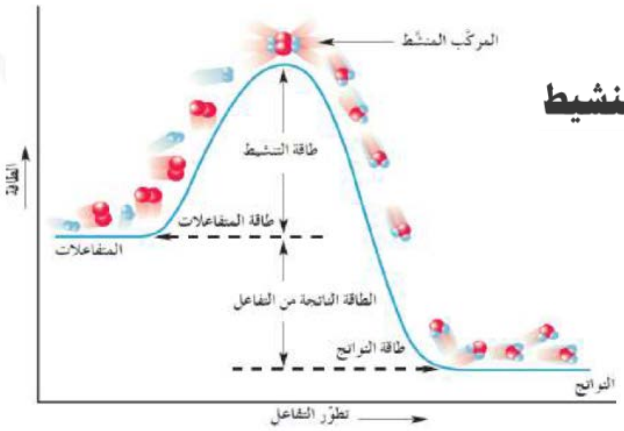
و بالتالي نستنتج أن

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

المقصود بـ **طاقة التنشيط** **هي أقل كمية من الطاقة التي تحتاج إليها الجسيمات للتفاعل**

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

هي جسيمات تتكون لحظياً عند قمة حاجز طاقة التنشيط
و لا تكون من المواد المتفاعلة و لا الناتجة



المركب المنشط
(الحالة الإنتقالية)

- **فترة عمر المركب المنشط حوالي** 10^{-13} s
- **مركب غير مستقر بدرجة كبيرة**

علل المركب المنشط غير مستقر بدرجة كبيرة

أو يسمى المركب المنشط بالحالة الانتقالية

- لأنه ما ان يتكون حتى يتفكك مرة أخري ليعطي المواد المتفاعلة **أو**
يستمر ليكون النواتج إذا توفرت طاقة حركية كافية وتوجه صحيح للذرات عند التصادم

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي

- المواد المحفزة
- درجة الحرارة
- التركيز
- حجم الجسيمات

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، و لكن اذا قمنا بتعريض الفحم للهب تزداد سرعة التفاعل لانه في درجة حرارة الغرفة تكون التصادمات بين جزيئات الاكسجين و الكربون غير نشطة و فعالة لتخطي حاجز طاقة التنشيط و لكن عند رفع درجة الحرارة تتصادم ذرات الكربون و الاكسجين بطاقة أكبر و بالتالي تزداد سرعة التفاعل
يستمر التفاعل بين الكربون و الاكسجين دون الحاجة الى مصدر طاقة خارجي بعد إزالة اللهب لان 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 لان زيادة تركيز المواد المتفاعلة تؤدي الى زيادة عدد الجسيمات المتفاعلة وبالتالي زيادة عدد التصادمات و بالتالي زيادة سرعة التفاعل
يمنع التدخين في المناطق التي تستخدم فيها الأنابيب المعبأة بالأكسجين لان تركيز غاز الاكسجين يكون مرتفعا و يزداد خطر اشتعالها و انفجارها لزيادة تفاعل الاحتراق
يزدد توهج رقاقة من الخشب عند ادخالها في زجاجة تحتوي على غاز الأكسجين النقي لان زيادة تركيز غاز الاكسجين تؤدي الى زيادة عدد التصادمات و يزداد تفاعل الاحتراق
كلما قل (صغُر) حجم الجسيمات المواد المتفاعلة زادت سرعة التفاعل لان 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 .
غُبار الفحم المعلق و المتناثر في المناجم يعتبر خطراً للغاية بالمقارنة مع كتل الفحم الكبيرة لان حجم جسيماته صغيرٌ جدا و بالتالي يكونُ نشطا جدا و قابل للانفجار

المواد المحفزة

هي مادة تزيد من سرعة التفاعل و لا تستهلك و لا يتغير تركيبها الكيميائي عند نهاية التفاعل

علل تزداد سرعة التفاعل الكيميائي عند وجودة مادة محفزة

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

أما **المـــادة الـــمانعة للتفاعل**

هي مادة تعارض تأثير المادة المحفزة و تضعف تأثيرها و هذا يؤدي الى بطء التفاعلات أو انعدامها

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

التفاعلات العكسية والاتزان الكيميائي

التفاعلات العكسية

هي تفاعلات يمكن فيها للمواد الناتجة من التفاعل أن تتحد مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى في نفس ظروف التجربة

مثال

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

علل في بداية التفاعل يكون معدل التفاعل العكسي = 0

لعدم وجود المواد الناتجة في بداية التفاعل

التفاعلات غير العكسية

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

مثال

$$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)}\downarrow + NaNO_{3(aq)}$$

علل تفاعل محلول نيترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم من التفاعلات غير العكوسة لأن المواد الناتجة من التفاعل لا تتحد مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى

التفاعلات العكسية المتجانسة والغير متجانسة

التفاعلات العكسية المتجانسة

هي تفاعلات تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل في نفس الحالة الفيزيائية

$$Fe_{(s)} + S_{(s)} \rightleftarrows FeS_{(s)}$$

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$$

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

التفاعلات العكسية غير متجانسة

هي تفاعلات تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل في حالات فيزيائية متعددة

$$2NaHCO_{3(s)} \overset{\Delta}{\rightleftarrows} Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

$$H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

$$2NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

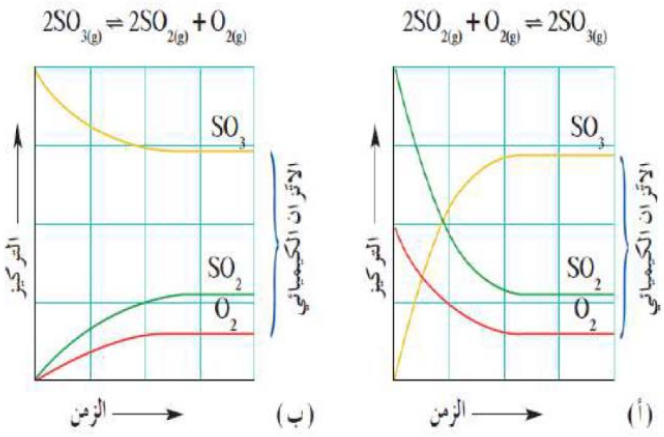
الاتزان الكيميائي الديناميكي

التعريف: **هي 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**

يوجد علاقة تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي و تركيزات المواد المتفاعلة ، و تعرفُ هذه العلاقة بـ

قانون فعل الكتلة

عندثبات درجةالحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة كلٌ مرفوع الى أس يساوي عدد المولات امام كل مادة في المعادلة الكيميائية الموزونة



أي أنه

عند الاتزان يتساوى معدل سرعة كل من التفاعل الطردي والعكسي و تركيز كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة على جانبي المعادلة الكيميائية لا يكون متساويا بالضرورة . **ولكنه يثبت**

موضع الاتزان

التركيزات النسبية للمواد المتفاعلة و المواد الناتجة عند الاتزان **هي مكونات موضع الاتزان لتفاعل ما**

المادة المحفزة

تُسرع المادة المحفزةُ التفاعل الطردي و التفاعل العكسي بدرجة متساوية وبذلك لا تساعد أيا من التفاعلين على السير في اتجاه على حساب الاخر

ما أهمية قيم ثوابت الاتزان ؟

وجه المقارنة	$K_{eq} > 1$	$K_{eq} < 1$
قيمة K_{eq}	أكبر من واحد	أصغر من واحد
المواد الأكثر تواجد	المواد الناتجة أكثر تواجدا من المواد المتفاعلة (تكون المواد الناتجة مفضلا)	المواد المتفاعلة أكثر تواجدا من المواد الناتجة (تكون المواد المتفاعلة مفضلا)
موضع الاتزان	موضع الاتزان يزاح فى اتجاه تكوين المواد الناتجة (الطردي)	موضع الاتزان يزاح فى اتجاه تكوين المواد المتفاعلة (العكسي)

مذكرة و مدرس
99457080

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

ثابت الاتزان Keq

التعريف: 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

المعادلة الكيميائية الموزونة ← $aA + bB \rightleftarrows cC + dD$

المعادلة الرياضية

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

لاحظ الفرق

ثابت الاتزان Keq

قيمة ثابتة لا تتغير

يرتبط بدرجة الحرارة

أي: يتغير بتغيرها

أما

موضع الاتزان

يمكن أن يتغير لموضع جديد

كتابة تعبير ثابت الاتزان (K_{eq}) :

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

مثال

$$PCl_{5(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية :

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

مثال

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية :

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

ثانياً : في حالة الأنظمة غير المتجانسة :

علل تعبير ثابت الاتزان K_{eq} لا يشمل المواد الصلبة ولا الماء في الحالة السائلة كمذيب .

- لأن المواد الصلبة والسوائل كمذيب تركيزها ثابت ويساوي الواحد .

مثال ١

$$2NaHCO_{3(s)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية :

$$K_{eq} = [H_2O] \times [CO_2]$$

مثال ٢

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ca_2O_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$K_{eq} = [CO_2]$$

مثال ٣

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO^-_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$K_{eq} = \frac{[NO^-_3] \times [H_3O^+]}{[HNO_3]}$$

١) أعطى تحليل خليط فى حالة اتزان مكون من النيتروجين والهيدروجين والأمونيا ، وموجود فى دورقه سعته 1 L ، النتائج التالية : هيدروجين 0.15 mol ، نيتروجين 0.25 mol ، أمونيا 0.1 mol . احسب ثابت الاتزان K_{eq} لهذا التفاعل :

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

الحل : $K_{eq} = 11.85$

٢) افترض أنك تستعمل الخليط نفسه المذكور فى السؤال السابق بالحجم ودرجة الحرارة وتركيزات المواد نفسها عند الاتزان .

أ) احسب ثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل :

$$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons 3H_{2(g)} + N_{2(g)}$$

الحل : 0.084 أو $K_{eq} = 8.4 \times 10^{-2}$

ب) بناء على إجابتك للسؤال السابق والجزء (أ) من هذا السؤال ، ما العلاقة بين ثابت اتزان التفاعل الطردي وثابت اتزان التفاعل العكسي ؟

الحل : أحدهما مقلوب الآخر.

٣) يتفاعل الكلور مع أكسيد النيتريك طبقاً للتفاعل المتزن التالي :

$$Cl_{2(g)} + 2NO_{(g)} \rightleftharpoons 2NOCl_{(g)}$$

فإذا وجد عند الاتزان أن تركيز كل من (NOCl في NO ، Cl_2 ،) هو (0.1M ، 0.2M ، 0.32M) على الترتيب .

فاحسب قيمة ثابت الاتزان K_{eq} لهذا التفاعل.

الحل : $K_{eq} = 51.2$

٤) أدخل مزيج من (NO , H_2) في وعاء سعته 2L وعند درجة حرارة معينة حدث الاتزان التالي : $2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

وعند الاتزان وجد أن المخلوط يحتوي على (0.02mol) من غازي (NO , H_2) و (0.15mol) من غاز (N_2) و (0.3mol) من بخار الماء .

احسب قيمة ثابت الاتزان K_{eq} الحل : $K_{eq} = 16875$

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي

التركيز | درجة الحرارة | الضغط

مبدأ لوشاتليه

التعريف: اذا حدث تغير فى احد العوامل التى تؤثر فى نظام متزن ديناميكياً يعدل النظام نفسه الى حالة اتزان جديدة بحيث يبطل او يقلل من تاثير هذا التغير

هذه العوامل تشمل التالي:

1- التغيرات في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة
2- التغيرات في درجة الحرارة والضغط

وبالتالي تكون إزاحة (تغير) موضع الاتزان ناتج عن التغير في هذه العوامل

لاحظ جيدا: طبقا لمبدأ لوشاتليه فإن جميع التفاعلات العكسية تقوم فيها المواد الناتجة من التفاعل الطردي دور المواد المتفاعلة فى التفاعل العكسي والعكس صحيح.

أولاً : التركيز

لاحظ جيدا: يتسبب أى تغير فى كمية أو تركيز مادة متفاعلة أو ناتجة باختلال اتزان النظام ثم يعدل النظام نفسه لتقليل تأثير هذا التغير.

مثال

يؤدي ازالة CO_2 لإزاحة موضع الاتزان

$$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

1 % — 99 %

يؤدي اضافة CO_2 لإزاحة موضع الاتزان

اضافة المزيد من غاز ثاني أكسيد الكربون (مادة ناتجة) الى التفاعل : يختل الاتزان و عندها سيزاح موضع الاتزان باتجاه التفاعل العكسي بهدف استهلاك كمية CO المضافة لكي يصل الاتزان الى حالة جديدة

أما تقليل تركيز غاز ثاني اكسيد الكربون يحدث العكس حيث ينزاح موضع الاتزان باتجاه اليمين أي باتجاه التفاعل الطردي بهدف تعويض النقص في كمية CO_2 أي سيزداد تفكك H_2CO_3

النتيجة	النتيجة
إضافة أى مادة ناتجة إلى تفاعل ما فى حالة اتزان؟	سوف تدفع التفاعل فى اتجاه التفاعل العكسي (اتجاه تكوين المواد المتفاعلة)
إزالة بعض المواد الناتجة من تفاعل ما فى حالة الاتزان ؟	سوف يدفع التفاعل فى اتجاه التفاعل الطردي ، أى فى اتجاه تكوين المواد الناتجة.

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

ثانياً : درجة الحرارة

لاحظ جيدا: درجة الحرارة هي العامل الوحيد الذي يغير قيمة ثابت الاتزان

تذكـر:

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

يؤدي التبريد لإزاحة موضع الاتزان

مثال حرارة + $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$

يؤدي التسخين لإزاحة موضع الاتزان

ثالثا: الضغط

يؤثر الضغط على **المواد الغازية** عندما يكون هناك **اختلاف في عدد مولات** المواد المتفاعلة و الناتجة على كل من جانبي المعادلة

مثال توضيحي $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

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

اما 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

تذكـر: قيمة Keq للتفاعل المتزن ترتبط بدرجة الحرارة أي تتغير بتغيرها و لا تتغير قيمة Keq بتغير كل من الضغط و التركيز

مثال $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)} + 113\ KJ$

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

إضافة المزيد من NO

تقليل تركيز الأكسجين

تقليل الضغط

تقليل حجم الوعاء

إضافة المزيد من NO_2

خفض درجة الحرارة

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

مثال $PCl_{5(g)} + 120\ KJ \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

وضح تأثيركل مما يلي على الاتجاه الذي يُزاح إليه موضع الاتزان

م	التغيير	النتيجة
١	إضافة Cl_2	هو إحدى المواد الناتجة وتؤدي إضافته إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليسار وينتج من ذلك تكون كمية أكبر من PCl_5 .
٢	زيادة الضغط	توضح المعادلة أن 2 mol من المواد الناتجة الغازية تتكونان من 1 mol من المادة المتفاعلة الغازية ويمكن تقليل زيادة الضغط بإزاحة موضع الاتزان إلى اليسار نظرا لأن النقص فى عدد مولات المواد الغازية يؤدى إلى انخفاض الضغط .
٣	خفض الحرارة	يؤدى إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليسار لأن التفاعل العكسي يؤدى إلى توليد حرارة .
٤	إزالة PCl_3 كلما تكون	تؤدى إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليمين لتكوين كمية أكبر منه .

كيف يتأثر موضع اتزان التفاعل التالي بالتغيرات المذكورة أدناه : $C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_{2(g)}$ + حرارة

م	التغيير	النتيجة
١	انخفاض درجة الحرارة	يزاح موضع الاتزان باتجاه المواد المتفاعلة (اليسار) .
٢	زيادة الضغط	يزاح موضع الاتزان باتجاه المواد المتفاعلة (اليسار) .
٣	إزالة H_2	يزاح موضع الاتزان باتجاه المواد الناتجة (اليمين) .
٤	إضافة H_2	يزاح موضع الاتزان باتجاه المواد المتفاعلة (اليسار) .

ماذا يحدث لقيمة ثابت الاتزان (K_{eq}) ولكمية (PCl5) في التفاعل التالي: $PCl_{5(g)} + 120kJ \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ في الحالات التالية :

م	الحالة	النتيجة
١	رفع درجة حرارة التفاعل.	تزداد قيمة ثابت الاتزان ، تقل كمية PCl_5 .
٢	زيادة الضغط المؤثر على النظام .	لا تغير قيمة ثابت الاتزان ، تزداد كمية PCl_5 .
٣	زيادة حجم الوعاء.	لا تغير قيمة ثابت الاتزان ، تقل كمية PCl_5 .
٤	زيادة تركيز غاز الكلور.	لا تغير قيمة ثابت الاتزان ، تزداد كمية PCl_5 .
٥	خفض درجة حرارة التفاعل .	تقل قيمة ثابت الاتزان ، تزداد كمية PCl_5 .
٦	سحب غاز (PCl_3) المتكون باستمرار.	لا تغير قيمة ثابت الاتزان ، تقل كمية PCl_5 .

في النظام المتزن التالي : $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)} + 113kJ$ وضح تأثير كل مما يلي على الاتجاه الذي يزاح إليه موضع الاتزان :

م	الحالة	النتيجة
١	تقليل تركيز الأكسجين.	يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة.
٢	إضافة المزيد من NO_2.	يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة.
٣	تقليل حجم الوعاء.	يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الناتجة.
٤	إضافة المزيد من NO.	يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الناتجة.
٥	تقليل الضغط.	يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة.
٦	خفض درجة الحرارة.	يزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الناتجة.
٧	إضافة مادة محفزة.	لا يتأثر موضع الاتزان لأن المادة المحفزة لا تؤثر على موضع الاتزان .

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

الأحماض و القواعد

الخواصُ العامةُ للأحـــمـــــاضِ	الخواصُ العامةُ للقـــواعـــــدِ
① طعمها لاذع	① طعمها مر و ملمسها زلق
② تُغيرلون بعض الأدلة (تُحمرُ ورقة تباع الشمس ذات اللون الازرق)	② تغيرلون بعض الأدلة (تُزرق ورقة تباع الشمس ذات اللون الاحمر)
③ يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليتات قوية أو ضعيفة	③ يمكن أن تكون محاليلها إلكتروليتات قوية أو ضعيفة
④ تستخدمُ الأحماضُ والقواعد في الكثير من العمليات الصناعية مثل إعداد الخل والمشروبات الغازية والأقراص المضادة للحموضة وصناعة بطاريات السيارات ومواد التنظيف المنزلية	④ تستخدمُ في صناعةِ المنظفات
⑤ يحتاج جسم الإنسان إلى الأحماض والقواعد ليقوم بوظائفه الحيوية على أكمل وجه	⑤ يستخدم حليب المغنيسيا (معلق من هيدروكسيد المغنسيوم في الماء) وهو قاعدة لمعالجة زيادة حموضة المعدة
⑥ يتفاعل الكثير من الفلزات مثل الخارصين Zn و المغنسيوم Mg مع المحاليل المائية للأحماض لتعطى غاز الهيدروجين و تتفاعل الاحماض أيضاً مع القواعد لتكوين ماء و ملح	⑥ تتفاعل القواعد مع الأحماض لتكوين ماء و ملح

نظريات الأحماض و القواعد

	أرهينيوس	برونستد – لوري	لـــويس
الحمض	يعطي (يُنتج) H^+ هي مركبات تحتوي على هيدروجين و تتأين لتعطي كاتيون الهيدروجين H^+ في المحلول المائي	يُعطي H^+ هي المادة (جزئ أو ايون) التي تعطى كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول و تسمى معطي بروتون	يستقبل زوج من الالكترونات هو المادة التي لها القدرة على استقبال زوج من الإلكترونات الحرة
القاعدة	تُنتج OH^- هي مركبات تتأين لتعطي أنيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول المائي	تستقبل H^+ هي المادة (جزئ أو أيون) التي تستقبل كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول وتسمى مستقبل بروتون	تُعطي زوج من الالكترونات هي الجزيئات أو الأيونات التي لها قدرة على إعطاء (منح) زوج من الإلكترونات الحرة

هنا سؤال

اذكر نص نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد

اكتب المصطلح العلمي :

مذكـــرة و مـــدرس 99457080

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

أولاً : أحماض و قواعد أرهينيوس

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

يجب أن يكون المركب ذواباً في الماء حتى تطبق عليه نظرية أرهينيوس

تنقسم الأحماض حسب عدد البروتونات التى تعطيها فى المحلول الى:

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

أكتب المصطلح العلمي :

علل حمض الاسيتيك (CH_3COOH) يعتبر حمضاً أحادي البروتون

أو حمض الهيدروكلوريك HCl أو حمض H_2SO_4

- لأن هذه الأحماض تحتوي على ذرة هيدروجين واحدة (متصلة بذرة الأكسجين ذات السالبية الكهربية الكبيرة) قابلة للتأين و يتأين في الماء على مرحلة واحدة (أما الثلاث ذرات هيدروجين الأخرى فهي متصلة بذرة الكربون بروابط قطبية ضعيفة ولذلك هي غير قابلة للتأين) .

علل لا يعتبر الميثان CH_4 حمضا.

- لأن ذرات الهيدروجين الأربع في مركب الميثان CH_4 مرتبطة بذرة الكربون $C-H$ بروابط قطبية ضعيفة بالتالي لا يحتوي الميثان على ذرات هيدروجين قابلة للتأين لذلك لا يعتبر حمضا .

بعض الأحماض الشائعة :

اسم الحمض	الصيغة الكيميائية	اسم الحمض	الصيغة الكيميائية
حمض الهيدروكلوريك	HCl	حمض الفوسفوريك	H_3PO_4
حمض النيتريك	HNO_3	حمض الأستيك	CH_3COOH
حمض الكربونيك	H_2CO_2	حمض الكبريتيك	H_2SO_4

القـــواعـــد الشائعة

هيدروكسيد الصوديوم NaOH

أكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل الصوديوم مع الماء ؟

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)}\ H_{2(g)}$$

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

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

بعض القواعد الشائعة

وجه المقارنة	هيدروكسيدات المجموعة 1A	هيدروكسيدات المجموعة 2A
أمثلة	NaOH	$Ca(OH)_2$
	KOH	$Mg(OH)_2$
الذوبانية في الماء	مرتفعة	منخفضة
تركيز أنيون الهيدروكسيد OH^- (مرتفع - منخفض)	مرتفع	منخفض
محاليلها	مركزة	مخففة

علل : يمكن تحضير محاليل مركزة من هيدروكسيدات فلزات المجموعة 1A (مثل هيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم)
لأن ذوبانيتها في الماء عالية

أما لا يمكن تحضير محاليل مركزة من هيدروكسيدات فلزات المجموعة 2A (مثل هيدروكسيد المغنيسيوم أو الكالسيوم)
لأن ذوبانيتها في الماء منخفضة جدا

قُصور 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

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

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

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows OH^-_{(aq)} + CH_3COOH_{(aq)}$$

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

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + NH_{3(g)}$$

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

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

ثانياً : نظرية برونستد - لوري للأحماض و القواعد

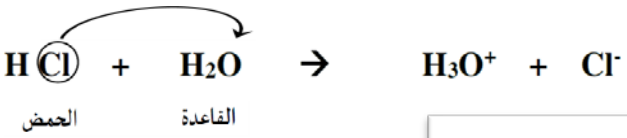
أحماض برونستد - لوري

هي المادة (جزئ أو ايون) التي تعطى كاتيون هيدروجين H^+
(بروتون) في المحلول و تسمى معطي بروتون

قواعد برونستد - لوري

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

يُمكنُ حُدوثُ 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.

حمضاً مرافقاً

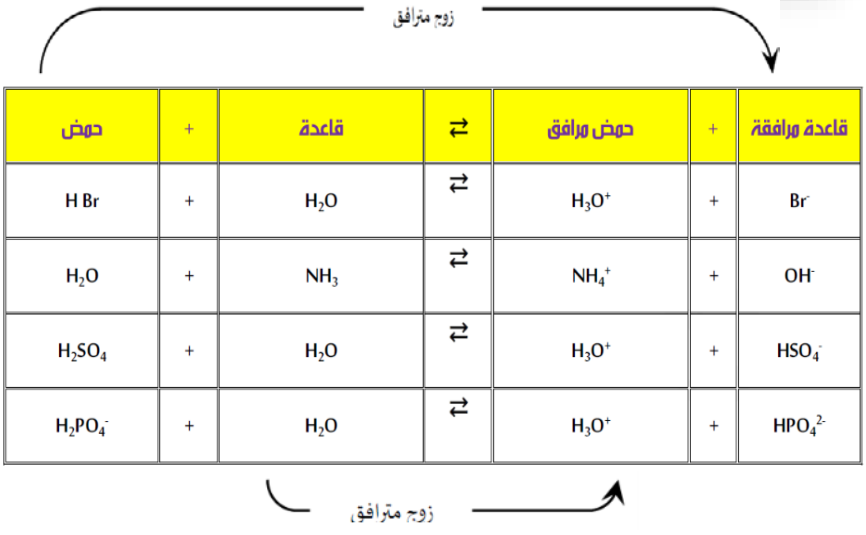
وعندما تستقبل القاعدة البروتون الذي فقده الحمض
تصبح حمضًا مرافقًا

قاعدة مرافقة

عندما يفقد الحمض بروتونه (H^+) ،
يتحوّل إلى قاعدة مرافقة

بناءً على نظرية برونستد – لوري ، نجد أن كلّ حمض يُرافَق بقاعدة وكل قاعدة تُرافَق بحمض،
يُسمَّيان زوج الحمض/القاعدة المرافقة

أمثلة على أزواج الحمض/القاعدة المرافقة



قاعدة مرافقة	+	حمض مرافق	⇄	قاعدة	+	حمض
Br^-	+	H_3O^+	⇄	H_2O	+	H Br
OH^-	+	NH_4^+	⇄	NH_3	+	H_2O
HSO_4^-	+	H_3O^+	⇄	H_2O	+	H_2SO_4
HPO_4^{2-}	+	H_3O^+	⇄	H_2O	+	$H_2PO_4^-$

قاعدة	حمض
Cl^-	HCl
H_2O	H_3O^+
HSO_4^-	H_2SO_4
SO_4^{2-}	HSO_4^-
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
CO_3^{2-}	HCO_3^-
NH_3	NH_4^+
OH^-	H_2O

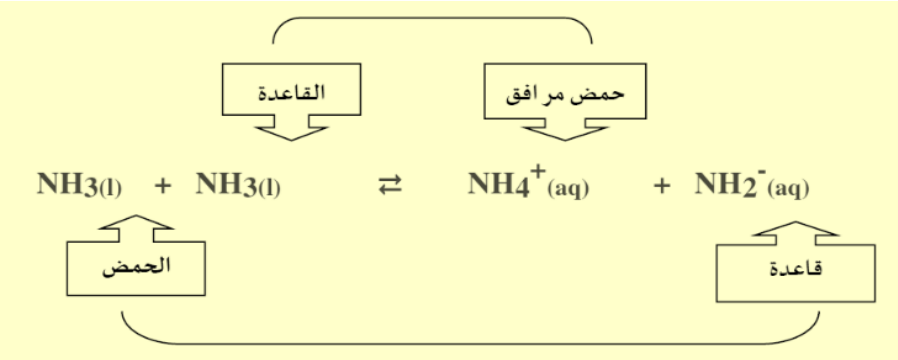
للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

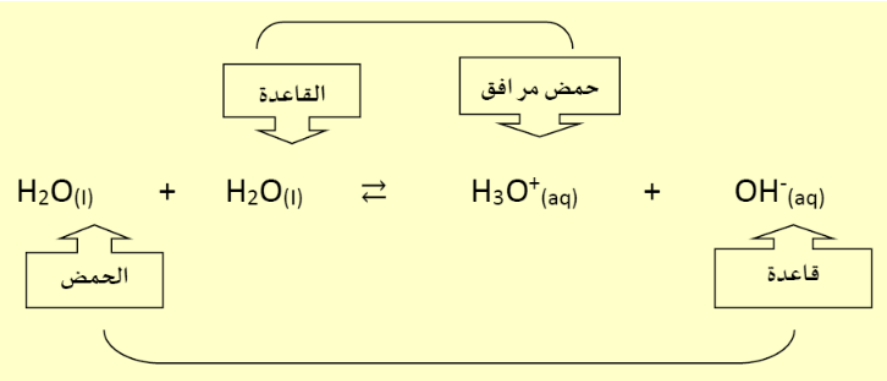
اكتب المصطلح العلمي :

المواد المترددة :

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

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





اكتب المعادلة الكيميائية التي توضح السلوك المتردد للماء حسب نظرية بونستد – لوري ؟

$H_2O_{(l)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$OH^-_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$
حمض		قاعدة		قاعدة مرافقة		حمض مرافق
(فقد بروتونًا)		(استقبلت بروتونًا)		(يمكن أن تستقبل بروتونًا)		(يمكن أن يفقد بروتونًا)

علل الماء يسلك سلوك مترددا حسب نظرية بونستد – لوري .

١- لأن الماء يمكن أن يسالك كحمض و يعطي بروتون الهيدروجين عندما يتفاعل مع القاعدة .

٢- كما يمكنه أن يسالك كقاعدة ويستقبل بروتون الهيدروجين عندما يتفاعل مع الحمض

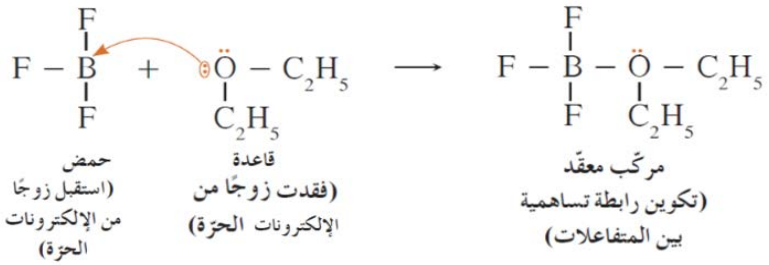
مذكرة و مدرس 99457080

ثالثا: أحماض و قواعد لويس

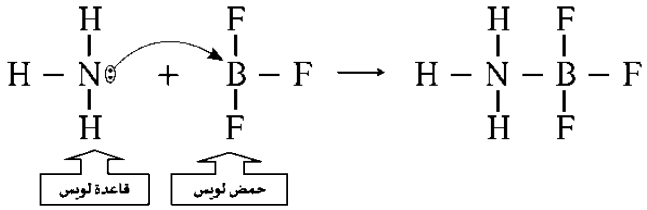
حمض لويس	قاعدة لويس
هو المادة التي لها القدرة على استقبال زوج من الإلكترونات الحرة	هي الجزيئات أو الأيونات التي لها قدرة على إعطاء (منح) زوج من الإلكترونات الحرة

تتفاعل قاعدة لويس مع حمض لويس على النحو التالي : حمض + قاعدة ⟵ مركّب معقّد (متراكب)

مثال على ذلك، يتفاعل ثنائي إيثيل إيثر مع ثلاثي فلوريد البورون لإنتاج ثلاثي فلوريد البورون الإيثري كما توضّح المعادلة التالية:



عرِّف حمض لويس وقاعدة لويس على التفاعل التالي:



	أمثلة على أحماض لويس	أمثلة على قواعد لويس
١	جُزي مُتعادل فيه ذرة لم تطبق قاعدة الثمانية (BF_3 , $AlCl_3$)	جُزئ مُتعادل فيه ذرة لديها زوج من الالكترونات الحرة (مثل NH_3 ، H_2O)
٢	الأيونات الموجبة (الكاتيونات) Al^{3+} , Ni^{2+} , CO^{2+} , Ag^+ حيث أن لها رغبة في اكتساب الالكترونات	الأيونات السالبية حيث أن عندها القدرة على منح الالكترونات (مثل HSO_4^- , CO_3^{2-} , CN^-)
٣	جُزئ به رابطة تساهمية ثُنائية به ذرتين مُختلفتين بالسالبية الكهربائية [مثل (SO_3) ، (CO_2 ⇦ $O=C=O$)]	المركبات العضوية التي تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية (مثل غاز الايثين $H_2C=CH_2$)

بم تمتاز نظرية لويس عن نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد – لوري ؟

- استخدم لويس مفهوما أكثر عمومية بالنسبة إلى الحمض فاعتبر أن الحمض هو المادة القادرة على أن تستقبل الإلكترونات التي تعطيها القاعدة .
- استخدم لويس زوجا من الإلكترونات الحرة بدلا من البروتون لتكوين الرابطة التساهمية لذلك أضاف تعريف لويس عددا من المركبات الأخرى التي تسمي أحماض لويس .

التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	ينتج H^+	تنتج OH^-
برونستد – لوري	يعطي H^+	تستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجًا أو أكثر من الإلكترونات	تعطي زوجًا من الإلكترونات

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

تسمية الأحماض والقواعد

1. الأحماض

تسمية الأحماض ثنائية العنصر HA (غير الأكسجينية)

يتكوّن الحمض ثنائي العنصر من هيدروجين (H) وعنصر آخر (A) 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_2S	حمض الهيدروكبريتيك	S	الكبريت

تسمية الأحماض الأكسجينية

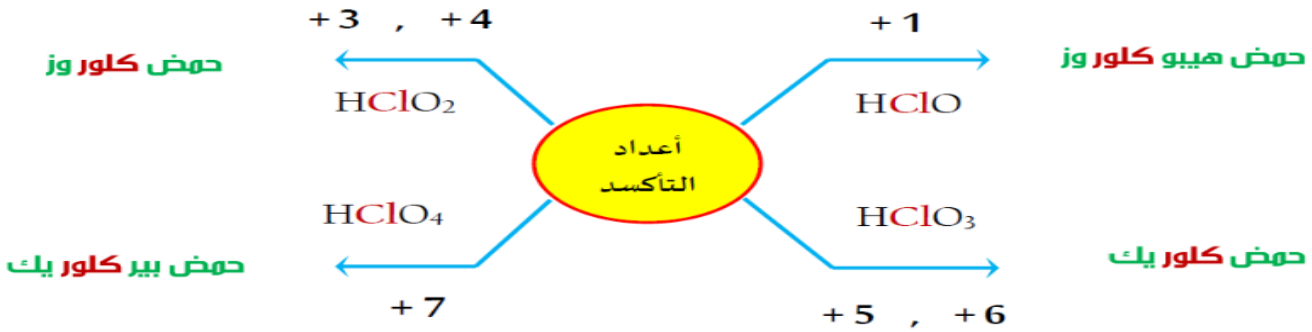
الأحماض الثلاثية $H_aX_bO_c$

حيث تدل الأحرف a و b و c على التوالي على عدد ذرات الهيدروجين والعنصر X والأكسجين في جزيء الحمض.

اذا كان عدد تأكسد الذرة المركزية		المقطع الأول	المقطع المتوسط	المقطع الأخير
+1		هيبو	اسم الذرة المركزية	وز
+4	+3	—	اسم الذرة المركزية	وز
+6	+5	—	اسم الذرة المركزية	يك
+7		بير	اسم الذرة المركزية	يك

العنصر X	عدد التأكسد (n+)	الصيغة	الاسم
Cl	+1	HClO	حمض الهيبوكلوروز
	+3	$HClO_2$	حمض الكلوروز
	+5	$HClO_3$	حمض الكلوريك
	+7	$HClO_4$	حمض البيركلوريك
S	+4	H_2SO_3	حمض الكبريتوز
	+6	H_2SO_4	حمض الكبريتيك
N	+3	HNO_2	حمض النيتروز
	+5	HNO_3	حمض النيتريك
P	+3	H_3PO_3	حمض الفسفوروز
	+5	H_3PO_4	حمض الفسفوريك
C	+4	H_2CO_3	حمض الكربونيك

نَعتمدُ في تَسميةِ الأحماضِ الثُلاثيةِ على معرفة عدد تأكسُدِ الذرةِ المركزيةِ



[حالة خاصة] تكونُ ذرة الكربون حمض أكسجيني واحدا (و هو حمض الكربونيك)

H_2CO_3 حمض الكربونيك

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

2. القواعد

اسم الأنيون يليه اسم الكاتيون



اسم القاعدة	صيغة القاعدة
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$
	RbOH
	$Ca(OH)_2$
	$Al(OH)_3$
هيدروكسيد الحديد II	$Fe(OH)_2$

اسم القاعدة	صيغة القاعدة
هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
هيدروكسيد البريليوم	
هيدروكسيد النحاس I	
	NaOH
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

كاتيونات الهيدروجين والحموضة

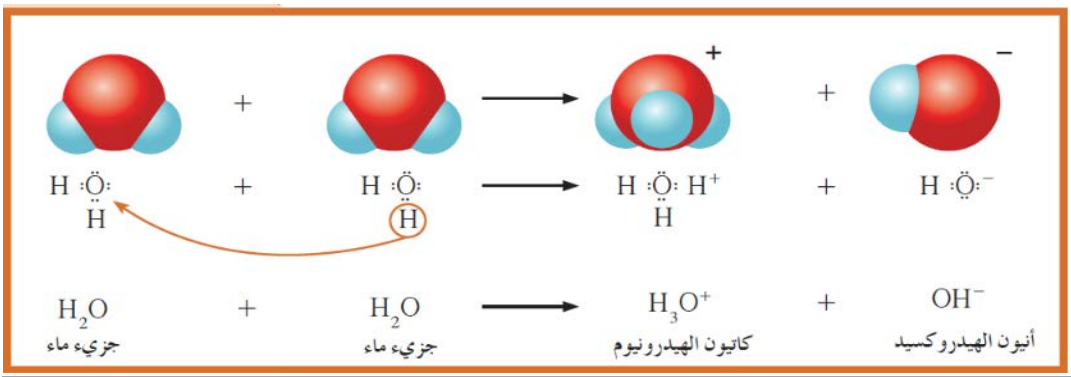
1. كاتيونات الهيدروجين من الماء

التأيّن الذاتي للماء

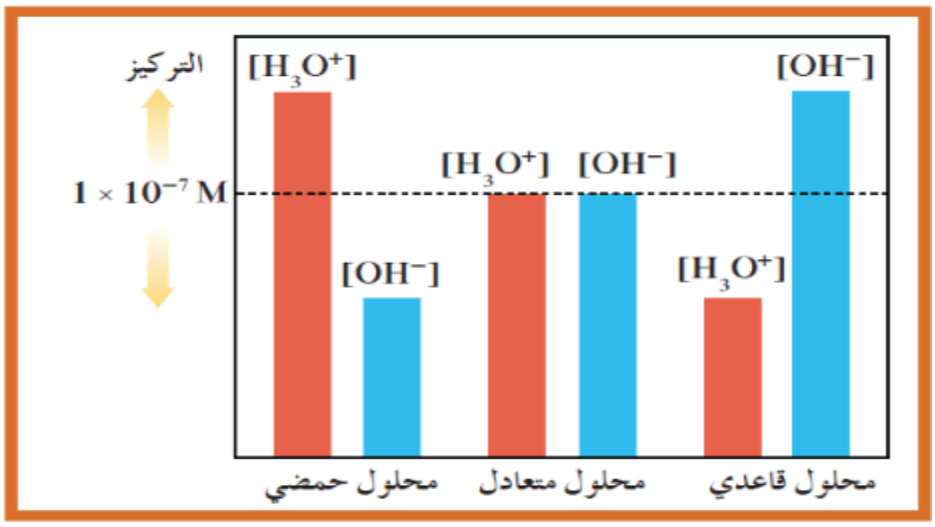
هو التفاعل الذي يحدث بين جزيئي ماء لإنتاج أنيون هيدروكسيد وكاتيون هيدرونيوم

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

جزيء ماء — كاتيون هيدرونيوم — أنيون هيدروكسيد



ثابتُ تأينِ الماءِ أو (الحاصل الأيوني K_w)	حاصلُ ضربِ تركيزي كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد في الماء عند 25°C $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$
المحلولُ المتعادلُ	هو المحلول الذي يتساوى فيه تركيز $[H_3O^+]$ = $[OH^-]$ و = 1×10^{-7}M عند 25°C
المحلولُ الحمضيُ	هو المحلول الذي يكون فيه تركيز $[H_3O^+] > [OH^-]$ ويكون $[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$M عند 25^0C
المحلولُ القاعديُ	هو المحلول الذي يكون فيه تركيز $[OH^-] > [H_3O^+]$ ويكون $[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$M عند 25^0C



ثابت تأين الماء (الحاصل الأيوني K_w)

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

مثال إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد في محلول مائي يساوي 1×10^{-3} M فما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول ؟وهل المحلول حمضي أم قاعدي أم متعادل ؟

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [H_3O^+] \times [1 \times 10^{-3}]$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

بما أن $[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$ اذاً المحلول قاعدي

مثال إذا كان تركيز كاتيون الهيدرونيوم في محلول ما يساوي 1×10^{-5} M عند 25°C، فهل يكون المحلول حمضي أو قاعدي أو متعادل؟ ما هو تركيز أنيون الهيدروكسيد $[OH^-]$ في هذا المحلول؟

المعلوم:

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

ثابت تأيّن الماء النقي:

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

غير المعلوم:

المحلول: حمضي أو قاعدي أو متعادل؟

$$[OH^-] = ? \text{ M}$$

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

---

1. إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد لمحلول مائي ما عند 25°C يساوي 1×10^{-3} M، فما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول؟ وهل المحلول حمضي أم قاعدي أم متعادل؟

الحلّ: $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-11}$ M، قاعدي.

2. صنّف المحاليل التالية بين حمضية وقاعدية ومتعادلة عند 25°C.

(أ) $[H_3O^+] = 6 \times 10^{-10}$ M (ب) $[OH^-] = 3 \times 10^{-2}$ M

(جـ) $[H_3O^+] = 2 \times 10^{-7}$ M (د) $[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ M

الحلّ:

(أ) قاعدي (ب) قاعدي (جـ) حمضي (د) متعادل

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

☑ تركيز كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ أكبر من 1×10^{-7} M ☐ تركيز كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ أقل من 1×10^{-7} M

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

٢ ﴿ **إذا كانت قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في الماء المقطر يساوي (2.5×10^{-7}) فإن تركيز أنيون الهيدروكسيد :**

☐ يساوي **4×10^{-8} M** ☐ يساوي 2.5×10^{-7} M

☐ أكبر من **2.5×10^{-7} M** ☐ يساوي 1×10^{-14} M

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

☐ كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ **1×10^{-7} M** ☐ كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ 2×10^{-12} M

☑ أنيون الهيدروكسيد OH^- 2×10^{-12} M ☐ أنيون الهيدروكسيد OH^- **1×10^{-2} M**

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

٢ ﴿ في المحول المائي لحمض النيتريك HNO_3 يكون تركيز أنيون الهيدروكسيد أكبر من 1×10^{-7} 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 $[H^+]$ في الماء النقي عند (40 °C) يساوي 1.7×10^{-7} M فإن ثابت تأين الماء يساوي 2.89×10^{-14} [ ]

٦ ﴿ المحلول المائي الذي تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه 1.7×10^{-8} M عند (25 °C) يُحمر ورقة تباع الشمس [ ]

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

مفهوم الأس الهيدروجيني

يُستخدمُ الأُسُ الهيدروجينيُ بدلاً من التركيز المولاري للتعبيرِ عن تركيزِ كاتيون $[H_3O^+]$

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

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

الأسُ الهيدروجينيُ pH	هي القيمةُ السالبةُ للوغاريتم العشري لتركيز كاتيون $[H_3O^+]$	$pH = -\log [H_3O^+]$
الأسُ الهيدروكسيديُ pOH	هي القيمةُ السالبةُ للوغاريتم العشري لتركيز أنيون $[OH^-]$	$pOH = -\log [OH^-]$

ويمكن حساب pH من خلال المعادلة $\Leftarrow$ $\boxed{pH = -\log [H_3O^+]}$

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

$$pH = -\log [1 \times 10^{-7}] = 7$$

ويمكن حساب pOH من خلال المعادلة $\Leftarrow$ $\boxed{pOH = -\log [OH^-]}$

العلاقة التي تربط بين تركيز كاتيونات الهيدرونيوم و أنيونات الهيدروكسيد.

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

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH \Rightarrow pH = 14 - pOH$$

المحاليل المائية	pH	تركيز أنيون الهيدروكسيد	تركيز كاتيون الهيدرونيوم	
				زيادة الحمضية
1M HCl ←	0.0	1×10^{-14}	1×10^{-0}	
0.1M HCl ←	1.0	1×10^{-13}	1×10^{-1}	
عصارة هضمية ←	2.0	1×10^{-12}	1×10^{-2}	
عصير الليمون ←	3.0	1×10^{-11}	1×10^{-3}	
عصير الطماطم ←	4.0	1×10^{-10}	1×10^{-4}	
قهوة ←	5.0	1×10^{-9}	1×10^{-5}	
حليب ←	6.0	1×10^{-8}	1×10^{-6}	
ماء نقي ←	7.0	1×10^{-7}	1×10^{-7}	متعادل
دم ←	8.0	1×10^{-6}	1×10^{-8}	
ماء البحر ←	9.0	1×10^{-5}	1×10^{-9}	
حليب المغنيسيا ←	10.0	1×10^{-4}	1×10^{-10}	
الأمونيا ←	11.0	1×10^{-3}	1×10^{-11}	
صودا الغسيل ←	12.0	1×10^{-2}	1×10^{-12}	
0.1M NaOH ←	13.0	1×10^{-1}	1×10^{-13}	
1M NaOH ←	14.0	1×10^{-0}	1×10^{-14}	زيادة القاعدية

مثال ما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم لمحلول يساوي أسه الهيدروجيني 6؟

المعلوم: $pH = 6$

غير المعلوم: $[H_3O^+] = ?\ M$

$$pH = -\log [H_3O^+] \Longrightarrow -\log [H_3O^+] = 6$$

$$\log [H_3O^+] = -6$$

$$[H_3O^+] = 10^{-6}\ M$$

مثال احسب الأس الهيدروجيني pH عند 25 °C لمحلول يساوي فيه تركيز أنيون الهيدروكسيد $4 \times 10^{-11}\ M$.

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

غير المعلوم: $pH = ?$

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

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

$$\Longrightarrow [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \Longrightarrow [H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-11}} = 2.5 \times 10^{-4}\ M$$

عوّض عن قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في معادلة تعريف الأس الهيدروجيني pH لإيجاد قيمته:

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

$$pH = -\log(2.5 \times 10^{-4}) = -\log 2.5 - \log 10^{-4}$$

$$pH = -0.4 + 4 = 3.6$$

مثال احسب تركيز كاتيون الهيدرونيوم الذي يساوي أسه الهيدروجيني pH لمحلول 3.7.

المعلوم: $pH = -\log [H_3O^+]$ $\quad pH = 3.7$

غير المعلوم: $[H_3O^+] = ?\ M$

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

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

$$-3.7 = \log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3.7}$$

---

1. جِد قيمة pH لكلّ محلول من المحاليل التالية:

(أ) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}\ M$ (ب) $[H_3O^+] = 0.0010\ M$

(جـ) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}\ M$

الحلّ:

(أ) 4 (ب) 3 (جـ) 9

2. ما هي تركيزات كاتيون الهيدرونيوم للمحاليل التي لها قيم pH التالية:

(أ) 4 (ب) 11 (جـ) 8

الحلّ:

(أ) $1 \times 10^{-4}\ M$ (ب) $1 \times 10^{-11}\ M$ (جـ) $1 \times 10^{-8}\ M$

1. احسب الأس الهيدروجيني pH لكلّ من المحاليل التالية:

(أ) $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-6}\ M$ (ب) $[H_3O^+] = 8.3 \times 10^{-10}\ M$

(جـ) $[OH^-] = 4.3 \times 10^{-5}\ M$ (د) $[OH^-] = 2 \times 10^{-5}\ M$

الحلّ:

(أ) 5.3 (ب) 9.08 (جـ) 9.63 (د) 9.3

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

قوة الأحماض والقواعد

المعادلةُ العامةُ لتأين حمض ما في الماء هي

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)} \Leftarrow$$

بالنسبة للحمض القوي نجدُ أنه يُنتجُ أكبرَكميةٍ من كاتيوناتِ الهيدرونيوم (H_3O^+)

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

الأحماض والقواعد القوية والضعيفة

الأحماض القوية

هي الأحماض التي تتأين بشكل تام في المحلول المائي، وليس لها حالة اتزان لأن التفاعل طردي فقط.

يتحول الحمض كليا الى قاعدته المرفقة،

ويصبح تركيز الحمض غير المتأين = صفر

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

الأحماض الضعيفة

هي الأحماض التي تتأين جزئيا في المحلول المائي، ولها حالة اتزان

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

القواعد القوية

هي القواعد التى تتأين بشكل تام فى محاليلها المائية

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

القواعد الضعيفة

هي القواعد التى تتأين جزئيا في المحاليلها المائية

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

ثابت التأيّن

ثابت التأيّن للحمض K_a

يمكن تعريفه على أنّه

نسبة حاصل ضرب التركيز للقاعدة المرافقة بتركيز كاتيون الهيدرونيوم إلى تركيز الحمض عند الاتّزان .

العلاقة الرياضية لثابت تأين الحمض

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

$$pK_a = -\log K_a$$

علل لا يوجد ثابت تأين للأحماض القوية أو القواعد القوية لأنّها تتأيّن بشكل تامّ (التفاعل طردي فقط.)

الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة و العكس صحيح .

كلما كانت قيمة(K_a ثابت التأين) صغيرة فإن درجة تأين الحمض فى المحلول تكون صغيرةو ذلك للأحماض الضعيفة

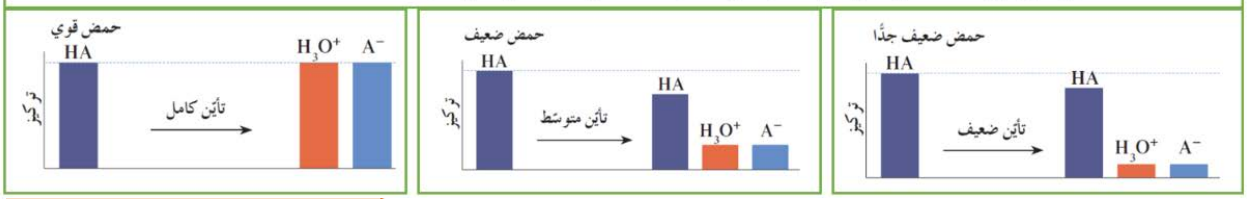
كلما كانت قيمة(K_a) ثابت التأين كبيرة فإن درجة تأين الحمض فى المحلول تكون كبيرة و ذلك للأحماض القوية

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_3PO_4 له ثلاث ثوابت تأين)

تأيّن كلّ من الأحماض القوية والضعيفة والضعيفة جدًّا ونسبة تأيّن كلّ منها .



الحمض	معادلة التأيّن	ثابت تأيّن الحمض (K_a ، 25 °C)
حمض أوكساليك	$HOOCCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HOOCCOO^-_{(aq)}$ $HOOCCOO^-_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OOCCOO^{2-}_{(aq)}$	$K_{a1} = 5.6 \times 10^{-2}$ $K_{a2} = 5.1 \times 10^{-5}$
حمض الفوسفوريك	$H_3PO_{4(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + H_2PO^-_{4\,(aq)}$ $H_2PO^-_{4\,(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO^{2-}_{4\,(aq)}$ $HPO^{2-}_{4\,(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + PO^{3-}_{4\,(aq)}$	$K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$ $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$ $K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$
حمض الميثانويك	$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$	$K_a = 1.8 \times 10^{-4}$
حمض البنزويك	$C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$	$K_a = 6.3 \times 10^{-5}$
حمض الأستيك	$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
حمض الكربونيك	$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO^-_{3\,(aq)}$ $HCO^-_{3\,(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3\,(aq)}$	$K_{a1} = 4.3 \times 10^{-7}$ $K_{a2} = 4.8 \times 10^{-11}$

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

كلما كانت قيمة pK_a أكبر ، كلما كانت قيمة K_a أصغر ، هذا يعني أن الحمض أضعف و العكس صحيح

$$pK_a = -\log K_a$$

مذكرة و مدرس
99457080

للتواصل/ أ. رضا محمد
99457080

ثابت التأيّن للقاعدة K_b

هو نسبة حاصل ضرب تركيز الحمض المرافق بتركيز أنيون الهيدروكسيد إلى تركيز القاعدة عند الاتّزان .

العلاقة الرياضية لثابت تأين القاعدة

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

$$pK_b = - \log K_b$$

- تتأين القواعد القوية بالكامل إلى كاتيونات فلزية و أنيونات هيدروكسيد في الماء ولذلك ليس لديها ثابت تأين
- كلما كانت قيمةُ (K_b) صغيرةٌ فإن درجة تأين القاعدة في المحلول تكون صغيرة وذلك للقواعد الضعيفة والعكس صحيح
- بعضُ القواعدِ القويةِ مثلُ $Ca(OH)_2$ و $Mg(OH)_2$ شحيحةُ الذوبانِ في الماءِ ولكن الكمية القليلة التي تذوب في الماء تتأينُ تماماً

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 المُتساوية 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 متأينة [ ]

١٠ ﴿ الصيغة العامة للأحماض ثُنائية العنصر ثنائية البروتون هي HA [ ]

١١ ﴿ يتأين حمض الهيدروكبريتيك H_2S على مرحلتين [ ]

١٢ ﴿ يُعتبرُ حمض الكربونيك H_2CO_3 حمض ثُنائي 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 تكُونُ 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 [ ]

رب ارحمهما كما ربياني صغيـرا