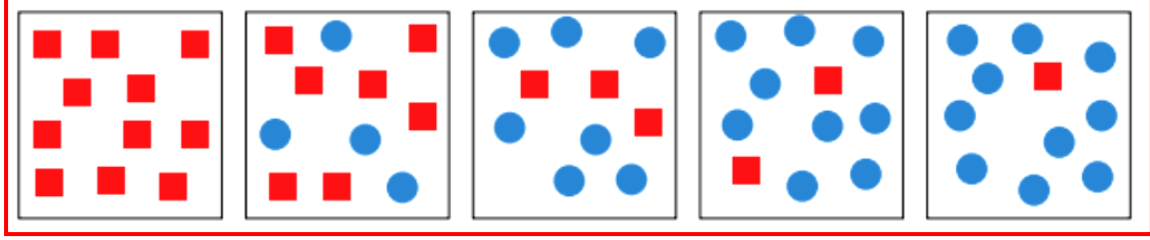


## الوحدة الثانية

## سرعة التفاعلات الكيميائية والاتزان الكيميائي

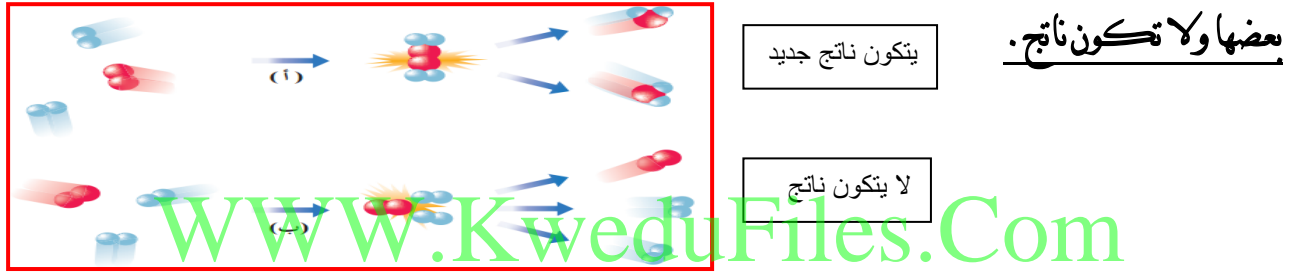
سرعة التفاعل الكيميائي: كمية المتفاعلات التي تحدث لها تغير خلال وحدة الزمن. (مثال)



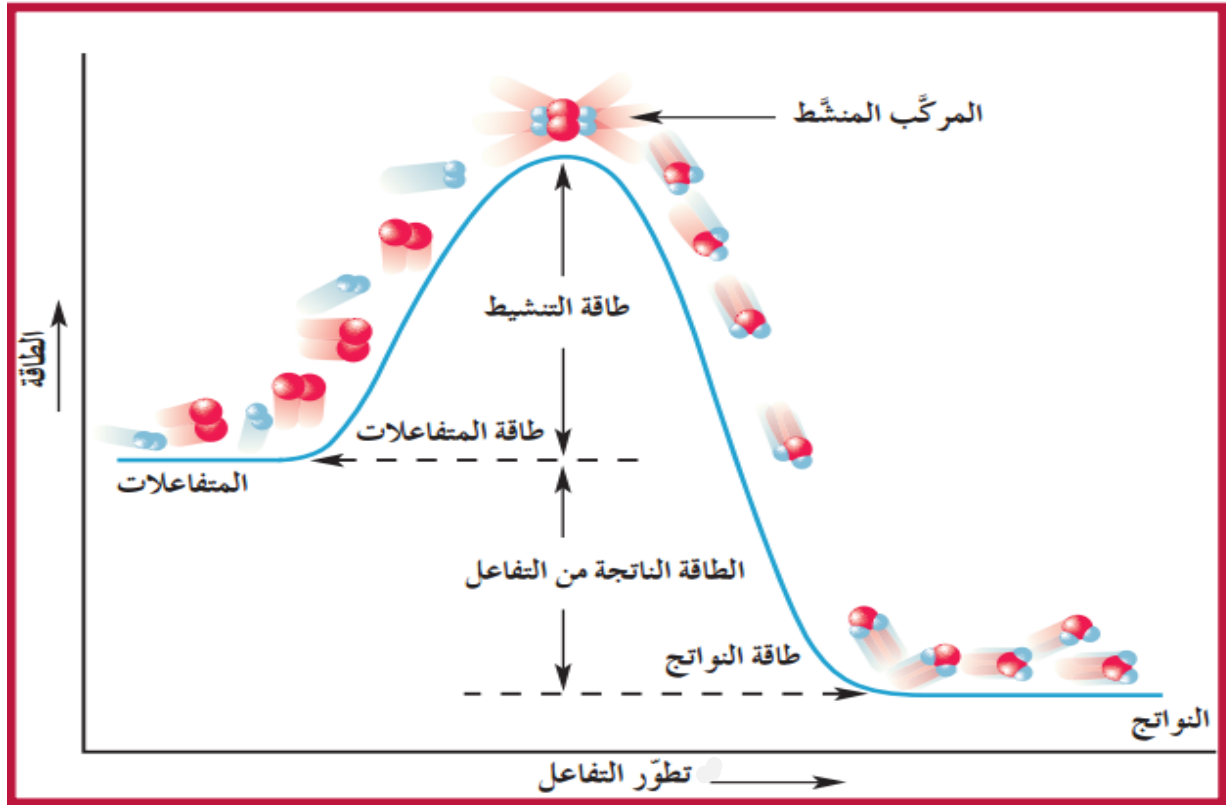
(تقل كمية المتفاعلات وتزداد كمية النواتج) التفاعل الكيميائي

**نظرية التصادم:** الذرات والأيونات والجزيئات يمكن أن تتفاعل تكون نواتج عندما تصطدم ببعضها بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح.

**ملحوظة:** عندما لا توجد طاقة حركية كافية للجسيمات أو توجه صحيح لها ترتد الجسيمات بعيداً عن بعضها ولا تكون ناتج.



طاقة التنشيط : هي أقل كمية من الطاقة تحتاج إليها الجسيمات لكي تتفاعل.



**المركب المنشط:** هو ترتيب الجسيمات عند قمة حاجز طاقة التنشيط التي لها طاقة كافية لتكوين النواتج أو تعطي المواد المتفاعلة مرة أخرى .

**علل:** يسمى المركب المنشط بالحالة الانتقالية؟

ج/ لأنه يستمر ويكون النواتج عند توفر طاقة حركية كافية وتوجه صحيح للذرات.

**العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي**

1- درجة الحرارة:

**علل:** تزداد سرعة التفاعلات بزيادة درجة الحرارة

ج/ لزيادة سرعة حركة الجسيمات وبذلك يزداد معدل تصادمها وتزداد سرعة التفاعل.

- تأثير ارتفاع درجة الحرارة هو زيادة عدد الجسيمات ذات الطاقة الحركية الكافية لتخطي حاجز طاقة التنشيط لكي تتفاعل عند اصطدامها.

• **علل:** سرعة تفاعل الكربون والأكسجين عند درجة حرارة الغرفة يساوي صفر.

ج/ لأن التصادمات بين الكربون والأكسجين تكون غير فعالة لكسر الروابط.

**علل:** يستمر اشتعال الفحم بعد إزالة اللهب

ج/ لأن الحرارة المنطلقة من التفاعل تمد الكربون والأكسجين بطاقة كافية لتخطي حاجز طاقة التنشيط لتكوين ونتاج  $CO_2$ .

2- **التركيز:** زيادة عدد الجسيمات يزداد معدل التصادم وبذلك تزداد سرعة التفاعل.

**علل/ يزداد توهج رقاقة الخشب عند وضعها في زجاجة مملوءة بالأكسجين أو يمنع التدخين في الأماكن التي بها أنابيب مملوءة بالأكسجين.**

ج/ لأن زيادة تركيز الأكسجين يزيد تفاعل الاحتراق .

3- **حجم الجسيمات:** كلما صغر حجم الجسيمات تزداد مساحة السطح وبذلك تزداد كمية المتفاعلات المعرضة للتفاعل ويزداد معدل التصادمات فتزداد سرعة التفاعل الكيميائي.

س / ماذا يحدث لعمال المناجم عند تعرضهم لغبار الفحم المعلق والمتناثر في الهواء؟ مع التفسير

**التوقع / انفجار المنجم وإصابة العمال باختناق أو حساسية .**

**التفسير/** لأن غبار الفحم نشط جدا وقابل للانفجار حيث كلما صغر حجم الجسيمات تزداد مساحة السطح المعرضة للتفاعل ويزداد معدل التصادمات .

\*من طرق زيادة مساحة السطح للمادة الصلبة هي طحن المادة الى مسحوق ناعم أو اذابتها في الماء

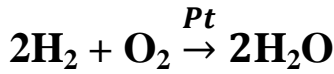
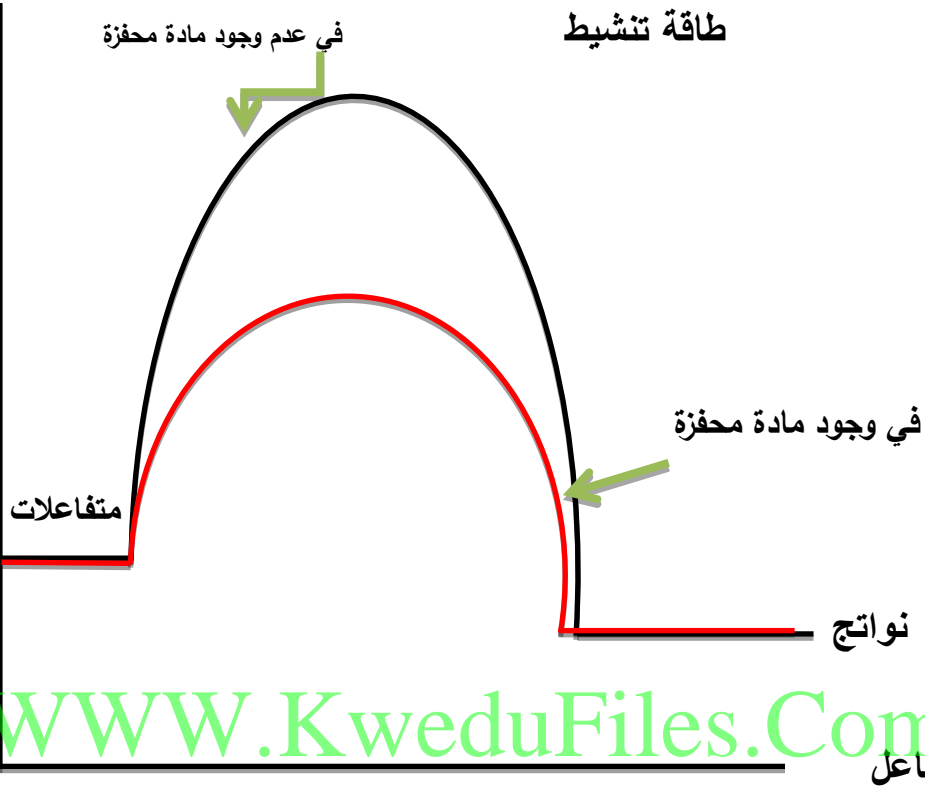
4- **المواد المحفزة:** هي مواد تزيد سرعة التفاعل دون استهلاكها ويمكن استعادتها من المزيج المتفاعل دون تغير كيميائي لها.

الطاقة

**ملحوظة:** المادة المحفزة تعمل على تقليل طاقة التنشيط

طاقة تنشيط

في عدم وجود مادة محفزة



مثال:

**علل المادة المحفزة لا تظهر كمادة متفاعلة أو كمادة ناتجة.**

ج/ لأنها لا تستهلك أثناء التفاعل

**مثال:** الإنزيمات: هي مواد محفزة حيوية تزيد سرعة التفاعلات البيولوجية.

المادة المانعة للتفاعل: هي مادة تعارض تأثير المادة المحفزة فتبطئ التفاعل أو توقفه .

**س/ أحد ما يلي لا يزيد من سرعة التفاعل الكيميائي:**

( ) زيادة درجة الحرارة ( ) إضافة مادة محفزة للتفاعل

( ) زيادة تركيز التفاعلات ( ) إضافة مادة تزيد طاقة التنشيط

**س/ تعمل المادة المحفزة للتفاعل على:**

( ) إيجاد آلية ذات طاقة تنشيط أقل للتفاعل ( ) تقليل كمية النواتج في فترة زمنية معينة

( ) زيادة حاجز طاقة التنشيط ( ) زيادة الزمن اللازم لإتمام التفاعل

تنقسم التفاعلات من حيث درجة اكتمالها الى:

1- **تفاعلات غير عكوسة:** هي تفاعلات تسير في اتجاه واحد فقط بحيث لا تستطيع المواد الناتجة أن تتحد مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى



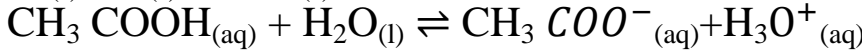
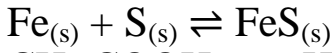
2- **تفاعلات عكوسة:** هي تفاعلات لا تسير في اتجاه واحد ولا تستهلك المتفاعلات تماما وتستطيع المواد الناتجة أن تتحد مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى.

وتنقسم التفاعلات العكوسة الى نوعين هما:

(أ) **التفاعلات العكوسة المتجانسة:** هي التفاعلات التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناتجة في حالة واحدة من حالات المادة.



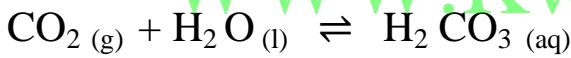
أمثلة:



(ب) **التفاعلات العكوسة الغير متجانسة:** هي التفاعلات التي يكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة على أكثر من حالة من حالات المادة.



أمثلة:

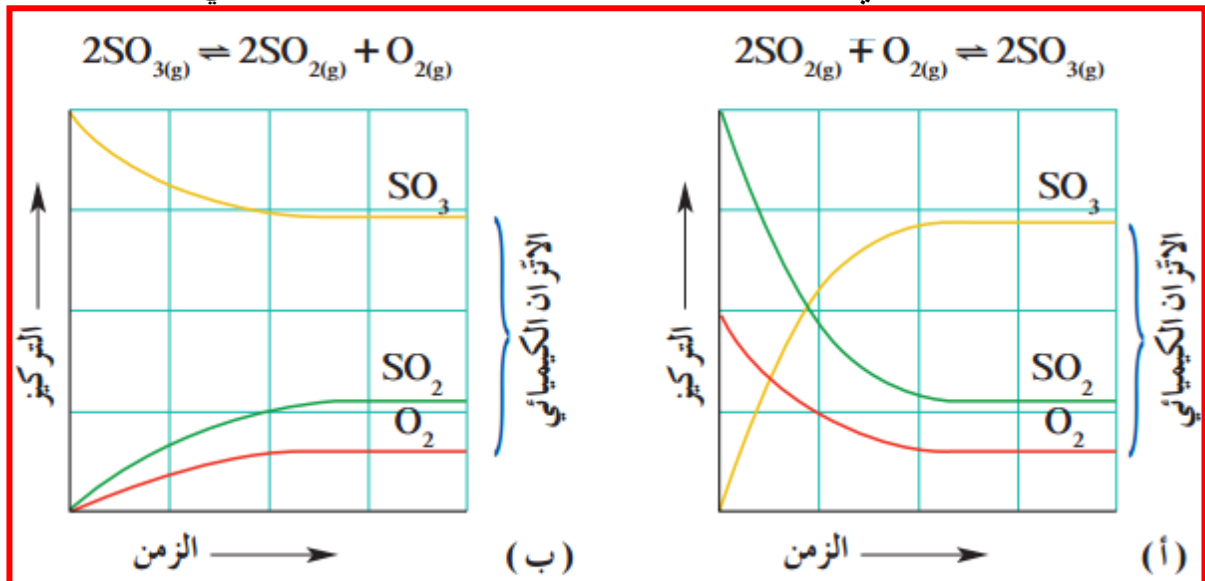


• **الاتزان الكيميائي الديناميكي:** هو حالة النظام عندما تثبت تركيزات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة وتكون سرعة التفاعل الطردية تساوي سرعة التفاعل العكسي.

\* **مثال:** لتوضيح الاتزان الكيميائي:

التفاعل العكسي

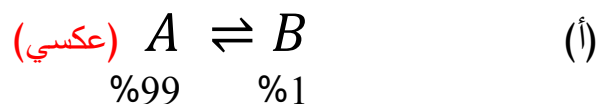
التفاعل الطردية



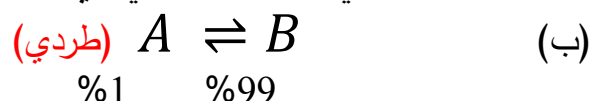
دائما : سرعة التفاعل الطردية تساوي سرعة التفاعل العكسي عند الاتزان.

**قانون فعل الكتلة:** عند ثبات درجة الحرارة فإن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طردياً مع حاصل ضرب تركيزات المواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في المعادلة الموزونة. موضع الاتزان: التركيزات النسبية للمواد المتفاعلة والناجمة عند الاتزان. (اتجاه سير التفاعل)

**ملحوظة:** موضع الاتزان يزاح نحو الاتجاه المفضل، كما يلي



\* يسير التفاعل في الاتجاه العكسي أي الاتجاه المفضل نحو تكوين (A)



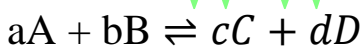
\* موضع الاتزان يزاح في الاتجاه الطردي أي المفضل نحو تكوين (B)

**علل : لا تؤثر المادة المحفزة على موضع الاتزان.**

ج/ لأنها تزيد سرعة التفاعل الطردي والعكسي بنفس الدرجة.

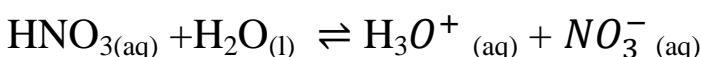
**ثابت الاتزان ( $K_{eq}$ ):** هو النسبة بين حاصل ضرب تركيز المواد الناتجة إلى حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في المعادلة الموزونة.

www.kwedufiles.com

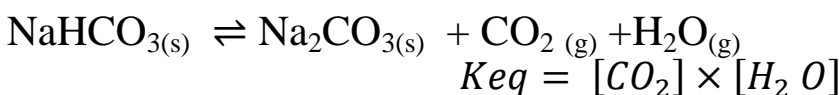


$$K_{eq} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} \quad \leftarrow \text{القانون}$$

**ملحوظة هامة:** لا توضع المواد الصلبة والماء السائل الموجود في المتفاعلات فقط مثل:



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \times [NO_3^-]}{[HNO_3]}$$



(1) عندما يكون  $1 < k_{eq}$  يسير التفاعلات في الاتجاه الطردي نحو النواتج فيزداد تركيزها.

(2) عندما يكون  $1 > k_{eq}$  يسير التفاعلات في الاتجاه العكسي نحو المتفاعلات فيزداد تركيزها.

ثابت الاتزان في الاتجاه الطردي أو  $k_f = \frac{1}{k_r}$  ← ثابت الاتزان في الاتجاه العكسي

**س/ إذا كان التعبير عن ثابت الاتزان لأحد التفاعلات الغازية هو  $K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{N_2 [H_2]^3}$  فتكون**

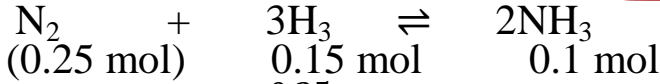
**معادلة التفاعل الكيميائي هي** .....

**أسئلة تطبيقية رقم (1) ص 76:** أعطي تحليل خليط في حالة اتزان من النيتروجين والهيدروجين والأمونيا وموجودة في دورق سعته 1 L، النتائج التالية هيدروجين 0.15 mol نيتروجين 0.25 mol أمونيا 0.1 mol احسب ثابت الاتزان  $K_{eq}$  لهذا التفاعل



$$\frac{\text{عدد المولات (n)}}{\text{الحجم (v)}} = \text{التركيز}$$

$$V = 1L$$



$$[N_2] = \frac{n}{V} = \frac{0.25}{1} = 0.25 \text{ mol/L}$$

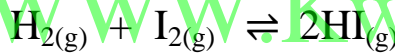
$$[H_2] = \frac{n}{V} = \frac{0.15}{1} = 0.15 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3] = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{1} = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3}$$

$$K_{eq} = \frac{(0.1)^2}{(0.25) \times (0.15)^3} = 11.85$$

**مثال ص 76:** تفاعل 1 mol من غاز الهيدروجين عديم اللون مع 1 mol من بخار اليود البنفسجي في دورق محكم الإغلاق سعته 1 L عند درجة حرارة 45°C نجد عند الإتزان 1.56 mol من غاز يوديد الهيدروجين عديم اللون مع بعض الغازات المتفاعلة. احسب ثابت الاتزان  $K_{eq}$  للتفاعل.



### الحل

نستخدم الجدول التالي لإيجاد عدد المولات عند الاتزان :-

المعادلة	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2HI(g)$
عدد المولات عند بداية التفاعل	1		1		0
مقدار التغير في عدد المولات	-X		-X		2X
عدد المولات عند الاتزان	1-X= 0.22		1-X= 0.22		1.56

$$X = \frac{1.56}{2} = 0.78 \text{ mol}$$

$$n(H_2) = 1 - 0.78 = 0.22 \text{ mol}$$

$$n(I_2) = 1 - 0.78 = 0.22 \text{ mol}$$

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]}$$

$$K_{eq} = \frac{(1.56)^2}{(0.22) \times (0.22)} = 50.28$$

**مبدأ لوشاتلييه:** إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على نظام متزن فإن النظام يعدل اتجاهه الى نقطة إلتزان جديدة لكي يبطل أو يقلل من هذا التغير.

- يطبق مبدأ لوشاتلييه على التفاعلات العكسية فقط .

### العوامل المؤثرة على الإلتزان الكيميائي أو موضع الإلتزان

\* الضغط

\* درجة الحرارة

\* التركيز

**1- التركيز:** عند تغير كمية أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة يختل الإلتزان ويسير في الاتجاه الذي يلغي أثر هذا التغير .



مثال :

\* عند زيادة تركيز ثاني أكسيد الكربون يتجه موضع الإلتزان في الاتجاه العكسي ليلغي أثر الزيادة في كمية  $\text{CO}_2$  حسب مبدأ لوشاتلييه .

\* وعند نقص كمية (تركيز) ثاني أكسيد الكربون يتجه موضع الإلتزان في الاتجاه الطردى لكي يعوض نقص كمية  $\text{CO}_2$  حسب مبدأ لوشاتلييه .

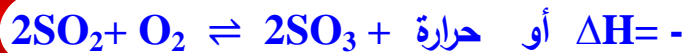
**علل /** يزداد إنتاج حمض الكربونيك بإضافة المزيد من ثاني أكسيد الكربون  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$

**ج /** لأنه عند زيادة  $\text{CO}_2$  يختل الإلتزان ويسير في الاتجاه الطردى ليلغي أثر هذا التغير حسب مبدأ لوشاتلييه.

**2- درجة الحرارة:** بتغير درجة الحرارة يتغير موضع الإلتزان وأيضا ثابت الإلتزان  $k_{\text{eq}}$

$$K_{\text{eq}} = \frac{\text{حاصل ضرب تركيز النواتج}}{\text{حاصل ضرب تركيز المتفاعلات}}$$

**(أ) في التفاعلات الطاردة للحرارة -  $\Delta H = -$**



مثال

- عند رفع درجة الحرارة يتجه موضع الإلتزان في الاتجاه العكسي نحو المتفاعلات فيزداد تركيزها وبذلك تقل قيمة ثابت الإلتزان  $k_{\text{eq}}$  .
- عند خفض درجة الحرارة يتجه موضع الإلتزان في الاتجاه الطردى نحو النواتج فيزداد تركيزها وبذلك تزداد قيمة ثابت الإلتزان  $k_{\text{eq}}$  .

**(ب) في التفاعلات الماصة للحرارة ( $\Delta H = +$ )**

مثال



- عند رفع درجة الحرارة يتجه موضع الاتزان في الاتجاه الطردى نحو النواتج فيزداد تركيزها وبذلك تزداد قيمة ثابت الاتزان ( $k_{eq}$ )
- وعند خفض درجة الحرارة يتجه موضع الاتزان في الاتجاه العكسي نحو المتفاعلات فيزداد تركيزها وبذلك تقل قيمة ثابت الاتزان ( $k_{eq}$ )



**ج /** لأن التفاعل طارد للحرارة فعند خفض الحرارة يختل الاتزان ويزاح موضع الاتزان في الاتجاه الطردى نحو انتاج  $\text{N}_2\text{O}_4$  عديم اللون .

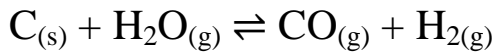
س / عند رفع درجة حرارة نظام ما تزداد قيمة ( $K_{eq}$ ) له يدل ذلك على أن النظام ..... للحرارة

**3- الضغط :** يؤثر تغير الضغط في التفاعلات التي يكون فيها عدد المولات للمواد المتفاعلة لا يساوي عدد المواد الناتجة.



- عند زيادة الضغط (تقليل الحجم) يتجه موضع الاتزان في الاتجاه الذي عدد مولاته أقل (أي نحو الاتجاه الطردى اي نحو تكوين الأمونيا)
  - وعند تقليل الضغط (زيادة الحجم) يتجه موضع الاتزان في الاتجاه الذي عدد مولاته أكبر.
- أي في التفاعل السابق نحو الاتجاه العكسي نحو تكوين الهيدروجين والنيتروجين.

**ملحوظة:** لا تحسب عدد مولات المواد الصلبة أو المواد السائلة.



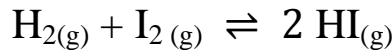
مثال

1mol

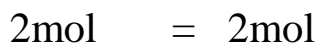
2mol

( لا نحسب عدد مولات الكربون الصلب )

**ملحوظة:** لا يتغير موضع الاتزان عند تغير الضغط في التفاعلات التي عدد مولاتها متساوي.



مثل :





**تطبيقات:**

**س/ أكمل: في النظام المتزن التالي**  $2CO(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + C(s)$

فإن زيادة الضغط على هذا النظام يؤدي الى ..... استهلاك غاز (CO)

**س1/ إذا كانت قيمة ثابت الاتزان للتفاعل المتزن التالي:**  $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

**يساوي 0.2 فإن:**

( ) سرعة التفاعل الطردى أكبر من العكسي ( ) سرعة التفاعل العكسي أكبر من الطردى

( ) تركيز (CO<sub>2</sub>) عند الإتزان يساوي 0.2 ( ) تركيز (CO<sub>2</sub>) عند الإتزان يساوي 5

**س2/ في للتفاعل المتزن التالي:**  $C_2H_6(g) \rightleftharpoons C_2H_4(g) + H_2(g) \Delta H = +138KJ$  **يمكن زيادة**

**كمية الايثين (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) الناتجة:**

( ) بتقليل حجم وعاء التفاعل ( ) بإضافة الهيدروجين الى مزيج التفاعل

( ) برفع درجة الحرارة ( ) بخفض درجة الحرارة

**س/ قم بدراسة النظام المتزن التالي ثم أجب عن الأسئلة التالية:**



1- يُزاح موضع الإتزان في إتجاه تكوين ..... عند رفع درجة الحرارة.

2- تقل قيمة ثابت الإتزان (K<sub>eq</sub>) عند ..... درجة الحرارة.

3- ماذا يحدث لموضع الإتزان عند خفض الضغط المؤثر على النظام؟

.....

4- يزاح موضع الإتزان في إتجاه تكوين ..... عند إضافة المزيد من بخار الماء

5- اكتب تعبير ثابت الإتزان (K<sub>eq</sub>) .....

**س/ ادرس التفاعل المتزن ثم أجب عن المطلوب**  $C(s) + H_2O(g) + Heat \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$

التغير	النتائج المحتملة	الإجابة الصحيحة
أثر زيادة الضغط على إنتاج أول أكسيد الكربون	(يزداد - يقل - لا يؤثر)	.....
أثر زيادة درجة الحرارة على إنتاج أول أكسيد الكربون	(يزداد - يقل - لا يؤثر)	.....
أثر إضافة بخار الماء على قيمة ثابت الاتزان K <sub>eq</sub>	(يزداد - يقل - لا يؤثر)	.....
أثر طحن وتفتيت الكربون على سرعة التفاعل	(يزداد - يقل - لا يؤثر)	.....
أثر إضافة مادة محفزة على طاقة تنشيط التفاعل	(يزداد - يقل - لا يؤثر)	.....

س1/ علل في التفاعل  $N_2(g) + O_2(g) + \text{Heat} \rightleftharpoons 2NO(g)$  لا يتغير موضع الاتزان بزيادة الضغط.

ج/ لأن عدد مولات الغازات المتفاعلة يساوي عدد مولات الغاز الناتج من التفاعل.

س2/ علل في النظام المتزن التالي  $2NOBr(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Br_2(g)$  يزاح موضع الاتزان في

اتجاه تكوين المتفاعلات عند زيادة الضغط المؤثر على النظام.

ج/ لأن عدد مولات النواتج أكبر من عدد مولات المتفاعلات لذلك يزاح موضع التفاعل نحو المتفاعلات ليبقي أثر

زيادة الضغط حسب مبدأ لوشاتلييه.

### حل المسائل التالية:

1- تفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع الأكسجين في وعاء حجمه (5L) لتكوين ثالث أكسيد الكبريت وعند درجة حرارة

معينة حدث الاتزان التالي  $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$  وعند الاتزان كان عدد مولات كل من

$SO_2, O_2, SO_3$  هو (0.4 , 0.2 , 0.3) مول على الترتيب . احسب قيمة  $(K_{eq})$  للتفاعل .

2- أدخلت كمية من غازي النيتروجين والهيدروجين في وعاء حجمه (10 L) وسمح لهما بالتفاعل عند درجة حرارة

معينة فحدث الاتزان التالي  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$  فإذا كان عدد مولات النيتروجين والهيدروجين

والأمونيا عند الإتزان تساوي (0.55 , 2.5 , 27) مول على الترتيب. احسب قيمة  $(K_{eq})$  للتفاعل.

3- ترك حمض الفورميك في الماء حتى حدث الاتزان التالي:  $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$

وجد أن تركيز كاتيون الهيدرونيوم عند الإتزان يساوي  $4.2 \times 10^{-3} M$  وقيمة ثابت الاتزان تساوي  $1.764 \times 10^{-4}$

احسب تركيز حمض الفورميك عند الاتزان.

## الوحدة الثالثة الأحماض و القواعد

**الأحماض:** لها طعم لاذع ومحاليلها تحمر ورقة تباع الشمس الزرقاء وتغير لون الصبغات (الأدلة)

- ينقبض فم الانسان عند تذوق الليمون الحامض لأنه يحتوي على حمض الستريك .

**القواعد:** لها طعم مر ومحاليلها تزرق ورقة تباع الشمس الحمراء وتغير لون الصبغات ولها تأثير كاو على الجلد ، ومحاليل الأحماض والقواعد يمكن أن تكون الكتروليتات قوية أو ضعيفة .

- نجد أكثر القواعد شيوعا هيدروكسيد الصوديوم التي تستخدم في إزالة سدد البالوعات وتنظيفها.
- ويذوب هيدروكسيد الصوديوم والبوتاسيوم بشده في الماء ونحضر منها محاليل مركزه بسهولة ولا تلتئم الجروح الناتجة عن هيدروكسيد الصوديوم والبوتاسيوم بسرعة لأنها قواعد قوية لها تأثير كاو على الجلد وتسبب ألما شديدا.
- \* يستخدم حليب المغنيسيا ( معلق من هيدروكسيد المغنيسيوم في الماء ) لمعالجة زيادة حموضة المعدة.
- لا تذوب هيدروكسيدات فلزات مجموعة 2A مثل هيدروكسيد الكالسيوم وهيدروكسيد الماغنيسيوم بسهولة في الماء. وبذلك تكون محاليلها دائما مخففة جدا. وتركيز أيون الهيدروكسيد فيها منخفض.

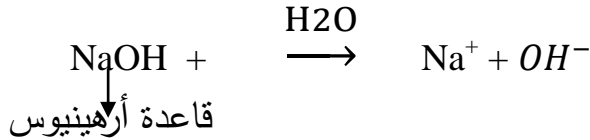
### (1) أحماض وقواعد أرهينيوس:

**حمض أرهينيوس:** المركب الذي يحتوي على هيدروجين ويتأين ليعطي كاتيون الهيدروجين في المحلول المائي.



**أمثلة**

**قاعدة أرهينيوس:** المركب الذي يحتوي على مجموعة الهيدروكسيد وينفكك ليعطي أنيون الهيدروكسيد في



المحلول المائي.

**تنقسم الأحماض تبعا لعدد ذرات الهيدروجين القابلة للتأين الى**

- 1- **أحماض أحادية البروتون:** وهي الأحماض التي تحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين مثل حمض النيتريك  $\text{HNO}_3$ .
- 2- **أحماض ثنائية البروتون:** وهي الأحماض التي تحتوي على ذرتين هيدروجين قابلتين للتأين مثل حمض الكبريتيك  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- 3- **أحماض ثلاثية البروتون:** الأحماض التي تحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين مثل حمض الفوسفوريك  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

**علل/ لا يعتبر الميثان  $\text{CH}_4$  حمض.**

**ج/** لأن ذرات الهيدروجين الأربعة مرتبطة بالكربون بروابط قطبية ضعيفة لذلك تكون غير قابلة للتأين.

**علل/ يعتبر حمض الأسيتيك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  حمض أحادي البروتون رغم احتوائه على أربع ذرات هيدروجين.**

**ج/** لوجود 3 ذرات هيدروجين المتصلة بالكربون بروابط قطبية ضعيفة تكون غير قابلة للتأين وذرة هيدروجين متصلة بذرة أكسجين ذات السالبية العالية فتكون قابلة للتأين.

### عيوب (قصور) أرهينيوس

- 1- اعتمد على المحاليل المائية فقط .
- 2- لم يفسر السلوك الحمضي لبعض المركبات التي لا تحتوي على هيدروجين مثل  $\text{AlCl}_3$  و  $\text{NH}_4\text{Cl}$  .
- 3- لم يفسر السلوك القاعدي لبعض المركبات التي لا تحتوي على ايون هيدروكسيد  $\text{OH}^-$  مثل الأمونيا  $\text{NH}_3$  واسيتات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$  وكربونات الصوديوم  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  .

**2- أحماض وقواعد برونستد لوري.**

حمض برونستد لوري: المادة التي تعطي بروتون لمادة أخرى.

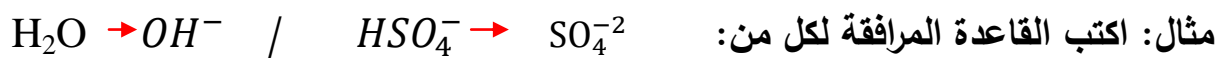
قاعدة برونستد لوري: المادة التي تستطيع استقبال بروتون من مادة أخرى.



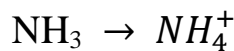
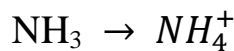
**ملحوظة:** \* يسمى كل حمض وقاعدته المرافقة أو كل قاعدة وحمضها المرافق (زوج مترافق)

\* عندما يفقد الحمض بروتونه يصبح قاعدة مرافقه وعندما تستقبل القاعدة البروتون تصبح حمض مرافق

\* لإيجاد القاعدة المرافقة ← نحذف  $\text{H}^+$  ونزيد الشحنة السالبة أو نقلل الموجبة .



\* لإيجاد الحمض المرافق: ← نزيد  $\text{H}^+$  ونقلل الشحنة السالبة أو نزيد الموجبة. مثل



**المواد المترددة:** هي المواد التي تسلك كحمض مع القواعد وتسلك كقاعدة مع الأحماض .

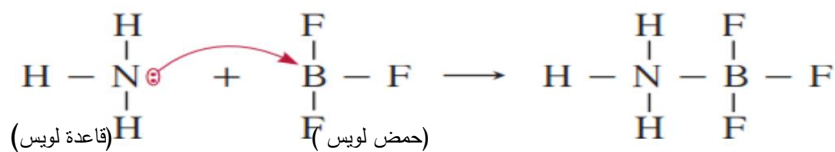
**3- أحماض وقواعد لويس**

**حمض لويس:** المادة التي لها القدرة على استقبال زوج من الإلكترونات الحرة.

**قواعد لويس:** المواد التي لها القدرة على إعطاء زوج من الإلكترونات الحرة.

**شرط/ لابد ان تحتوي القاعدة على زوج أكثر من الإلكترونات الحرة:**

مثال:



**ملحوظة:** تعتبر جميع الكاتيونات أحماض لويس والأيونات قواعد لويس

**مثال :** حدد حمض وقاعدة لويس فيما يلي :

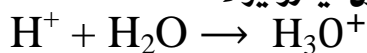


**علل/ يسلك الماء سلوكا مترددا حسب تعريف برونستد - لوري؟**

ج/ لأن الماء يمكن أن يعطي بروتون عند تفاعله مع قاعده ويمكن أن يستقبل بروتون عند تفاعله مع حمض.

**علل/ يتفاعل كاتيون الهيدروجين مع جزئ الماء كحمض وقاعدة لويس؟**

ج/ لأن جزئ الماء يعطي زوج من الإلكترونات الحرة لكاتيون الهيدروجين ليكونا معا كاتيون هيدرونيوم.



## تسمية الأحماض والقواعد

## تنقسم الأحماض الى نوعين :

1- ثنائية العنصر (HX)      2- ثلاثية العنصر (HXO)

1- **الأحماض ثنائية العنصر (غير أكسجينية) (HX)** : تتكون من عنصري الهيدروجين ولا فلز له سالبية أعلى . ويتم تسميته كما يلي:

حمض + الهيدرو + اسم اللافلز + يك

(أمثلة)

- \* حمض الهيدروكلوريك HCl
- \* حمض الهيدروبروميك HBr
- \* حمض الهيدرويوديكي HI
- \* حمض الهيدروفلوريك HF
- \* حمض الهيدروكبريتيك H<sub>2</sub>S

2- **الأحماض ثلاثية العنصر (الأكسجينية) (HXO)** : تتكون من هيدروجين وأكسجين ولا فلز له سالبيه عالية تسمى (ذرة مركزية) . وتكون صيغة الحمض : ( H<sub>a</sub> X<sub>b</sub> O<sub>c</sub> )  
\* ويتم تسمية الأحماض الأكسجينية على حسب عدد تأكسد الذرة المركزية (X)  
ونحسب عدد تأكسد الذرة المركزية من العلاقة :  $(n = \frac{2c-a}{b})$

وتتم التسمية تبعاً للحالات التالية:

O=-2 , H=+1

1- عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية = (+1)

(حمض + هيبو + اسم الذرة المركزية + وز)

مثال : HClO

$$\begin{aligned} \text{HClO} = 0 & \quad \text{أو} \quad n = \frac{2c-a}{b} \\ (+1) + \text{Cl} + (-2) = 0 & \quad = \frac{2 \times 1 - 1}{1} \\ \text{Cl} = +1 & \quad = +1 \end{aligned}$$

HClO حمض هيبو كلوروز - HBrO حمض هيبوبروموز - HIO حمض هيبويودوز

2- عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية = (+3, +4)

(حمض + اسم الذرة المركزية + وز) مثل :-

HClO<sub>2</sub> حمض كلوروز - H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> حمض الكبريتوز - HIO<sub>2</sub> حمض اليودوز

3- عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية = (+5, +6)

(حمض + اسم الذرة المركزية + يك)

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> حمض الكبريتيك / H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> حمض الفوسفوريك  
HClO<sub>3</sub> حمض الكلوريك / HIO<sub>3</sub> حمض اليوديكي

## 4- عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية (+7)

(حمض + بير + اسم الذرة المركزية + يك) - مثل:-

- حمض بيركلوريك  $\text{HClO}_4$  - حمض بيربوديك  $\text{HIO}_4$  - حمض بيربروميك  $\text{HBrO}_4$ 

## 5- عندما تكون الذرة المركزية حمض أكسجيني واحد مثل الكربون يسمى

(حمض + اسم الذرة المركزية + يك) مثل  $\text{H}_2\text{CO}_3$  حمض الكربونيك**تسمية القواعد** : تسمى القواعد التي توجد على صورة مركبات أيونية كما يلي:

(اسم الأنيون ثم اسم الكاتيون). أمثلة

NaOH	هيدروكسيد صوديوم
KOH	هيدروكسيد بوتاسيوم
Mg (OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد ماغنسيوم
Ca (OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد كالسيوم
Ba (OH) <sub>2</sub>	هيدروكسيد باريوم
Fe (OH) <sub>3</sub>	هيدروكسيد حديد III
Al(OH) <sub>3</sub>	هيدروكسيد ألومنيوم

## تطبيقات

س1/ في التفاعل التالي:  $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

( ) الأمونيا حمض مرافق لكاتيون الأمونيوم ( ) الماء يسلك حمض برونستد - لوري  
 ( ) كاتيون الهيدرونيوم قاعدة مرافقة للماء ( ) يسلك الماء قاعدة لويس

## س2/ القاعدة حسب مفهوم لويس هي النوع الذي:

( ) يستقبل بروتونا ( ) يستقبل زوجا من الالكترونات الحرة  
 ( ) يفقد بروتونا ( ) يعطي زوجا من الالكترونات الحرة

س3/ حسب مفهوم برونستد - لوري للتفاعل التالي:  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$  فإن القاعدة المرافقة هي:

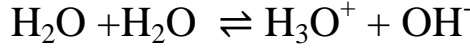
$\text{Cl}^-$  ( )  $\text{H}_3\text{O}^+$  ( )  
 $\text{HCl}$  ( )  $\text{H}_2\text{O}$  ( )

## اكتب الاسم أو الصيغة الكيميائية لكل من المركبات التالية

الصيغة الكيميائية للمركب	اسم المركب
..... $\text{H}_3\text{PO}_4$	حمض الهيدروفلوريك
..... $\text{HBr}$	حمض الكبريتوز
..... $\text{Ba(OH)}_2$	حمض الكلوريك
.....	حمض الهيدروكبريتيك

**كاتيون الهيدروجين والحموضة**

**التأين الذاتي للماء:** هو تفاعل جزئي ماء مع بعضهما لإنتاج كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الهيدروكسيد  
\*معادلة تأين الماء هي :



**ملحوظة:** دائما الماء يكون متعادلا أي أن ← عند جميع الحرارة  $[H_3O^+] = [OH^-]$

• ثابت تأين الماء (Kw): هو حاصل ضرب تركيزي أيون الهيدروكسيد في كاتيون الهيدرونيوم.

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

\* للماء النقي عند 25°c يكون :-  $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{kw} = 1 \times 10^{-7}$

\* لجميع المحاليل المائية عند 25°c يكون :-  $[H_3O^+] \times [OH^-] = kw = 1 \times 10^{-14}$

**أنواع المحاليل :-**  $(( [H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]} / [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]} ))$

1- **المحلول الحمضي:** هو المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيون الهيدرونيوم أكبر من تركيز أنيون الهيدروكسيد أي :

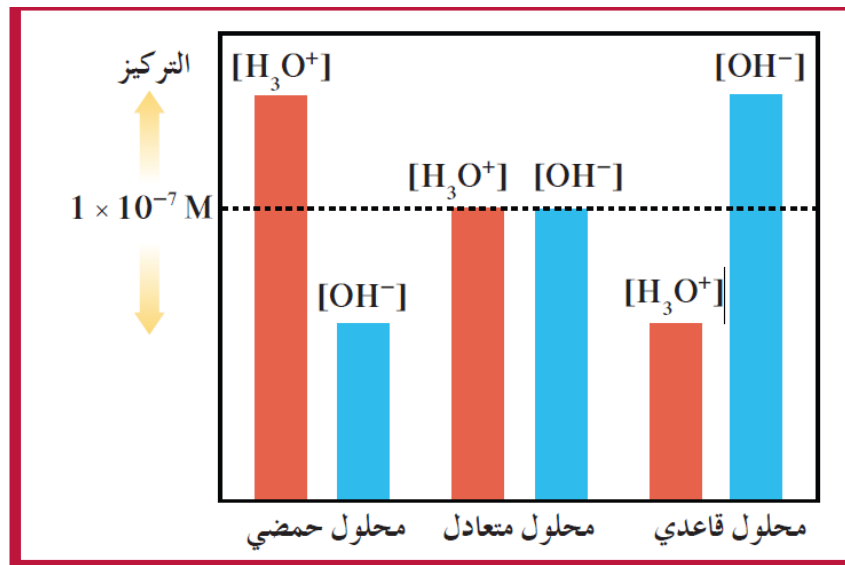
$$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$$

2- **المحلول المتعادل:** هو المحلول الذي يكون فيه تركيز أنيون الهيدروكسيد يساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم أي :

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

3- **المحلول القاعدي:** هو المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيون الهيدرونيوم أقل من تركيز أنيون الهيدروكسيد أي :

$$[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$$



**مسألة تطبيقية رقم (1) ص 115:** إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد لمحلول مائي ما يساوي  $1 \times 10^{-3} M$  فما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول؟ وهل المحلول حمضي أم قاعدي أم متعادل؟

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} M$$

$$[H_3O^+] = ???$$

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

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

∴ نوع المحلول قاعدي -  $[H_3O^+]$  أقل من  $1 \times 10^{-7}$

### مفهوم الأس الهيدروجيني والهيدروكسيدي

**الأس الهيدروجيني (PH):** هو القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز كاتيون الهيدرونيوم.

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

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

**الأس الهيدروكسيدي (POH):** هو القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز أنيون الهيدروكسيد.

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

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

**ملحوظة:** أي يكون دائماً  $PH + POH = 14$  ←

المحاليل التي لها أس هيدروجيني يساوي صفر تكون قوية جداً مثل حمض الهيدروكلوريك HCl والتي أسها الهيدروجيني يساوي 14 تكون قواعد قوية جداً مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH

**مثال (3) ص 119:** احسب الأس الهيدروجيني PH عند  $25^\circ C$  لمحلول تركيز أنيون الهيدروكسيد فيه يساوي  $4 \times 10^{-11} M$ .

$$PH = ??$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 4 \times 10^{-11} M$$

$$\frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

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

$$\therefore PH = -\log [H_3O^+] = -\log (2.5 \times 10^{-4}) = 3.6$$

∴ المحلول نوعه حمضي.

**مسألة:** احسب الأس الهيدروكسيدي POH عند  $25^\circ C$  لمحلول تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه يساوي  $1 \times 10^{-6}$ .

$$POH = ??$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-6} M$$

$$PH = -\log [H_3O^+] = -\log (1 \times 10^{-6}) = 6$$

$$\therefore POH = 14 - 6 = 8$$

∴ المحلول نوعه حمضي.



- **ملحوظة/** المحلول الحمضي يكون  $7 > PH \leftarrow$
- المحلول القاعدي يكون  $7 < PH \leftarrow$
- \* المحلول المتعادل يكون  $7 = PH \leftarrow$

### تطبيقات

1- ماذا تتوقع أن يحدث مع التفسير: لتركيز كاتيون الهيدرونيوم ( $H_3O^+$ ) عند إضافة محلول قوي الى الماء النقي عند  $25^\circ C$

التوقع: .....

السبب: .....

2- أكثر المحاليل التالية قلوية عند  $25^\circ C$  هو الذي يكون فيه :

$$PH = 9 \quad ( \quad ) \quad H_3O^+ = 1 \times 10^{-5} \quad ( \quad )$$

$$POH = 10 \quad ( \quad ) \quad [OH^-] = 1 \times 10^{-3} \quad ( \quad )$$

3- إذا كانت قيمة ثابت تأين الماء ( $K_w$ ) تساوي  $(5.76 \times 10^{-14})$  عند  $50^\circ C$  فإن تركيز كاتيون الهيدرونيوم ( $H_3O^+$ ) فيه يساوي

$$24 \times 10^{-7} M \quad \text{يساوي} \quad ( \quad ) \quad 4.166 \times 10^{-8} M \quad \text{يساوي} \quad ( \quad )$$

$$1 \times 10^{-7} M \quad \text{يساوي} \quad ( \quad ) \quad 24 \times 10^{-7} M \quad \text{اقل من} \quad ( \quad )$$

### **أكمل الجدول التالي**

المحلول المائي	PH	طبيعة المحلول (حمضي - قلوي - متعادل)
A	.....	.....
B	8.037	.....

### **حل المسائل التالية:**

محلول مائي قيمة الأس الهيدروكسيدي POH له تساوي 9 عند درجة حرارة  $25^\circ C$  المطلوب: احسب كل من تركيز كاتيون الهيدرونيوم  $[H_3O^+]$  ، تركيز أنيون الهيدروكسيد  $[OH^-]$  والأس الهيدروجيني PH هل المحلول حمضي أم قلوي أم متعادل؟ مع ذكر السبب؟

.....  
 .....  
 .....  
 .....

احسب تركيز كل من أنيون الهيدروكسيد، كاتيون الهيدروجين وقيمة الأس الهيدروجيني PH عند درجة حرارة  $25^\circ C$  في محلول تركيزه (0.01M) من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH).

.....  
 .....  
 .....

**الأدلة:** هي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة تتأين في مدى PH معلوم تتغير ألوانها تبعاً لقيمة الأس الهيدروجيني للوسط الذي توضع فيه.

حمضية HIn

قاعدية InOH

توجد أدلة

تنقسم الأدلة حسب تعدد ألوانها إلى

أدلة ثنائية اللون

الميثيل البرتقالي

أدلة أحادية اللون

مثل الفينولفثالين

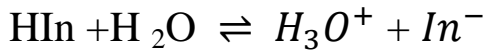
\* معادلة تأين الدليل: (أيون الدليل)  $HIn + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + In^-$  (الدليل الغير متأين)

**علل:** في الوسط الحمضي: يظهر لون الدليل الغير متأين أي لون الحالة الحمضية

ج/ لأنه في الوسط الحمضي يزداد تركيز كاتيون الهيدرونيوم ويزاح موضع الاتزان في الاتجاه العكسي نحو الدليل الغير متأين فيزداد تركيزه.

**علل:** في الوسط القاعدي يظهر الدليل بلون أيون الدليل أي لون الحالة القاعدية؟

ج/ لأن أيون الهيدروكسيد يتحد مع الهيدرونيوم مكوناً الماء فيزاح موضع الاتزان في الاتجاه الطردى فيزداد تركيز أيون الدليل ( $In^-$ ).



(معادلة مدى الدليل) الاستنتاج غير مطلوب

$$K_{HIn} = \frac{[H_3O^+] \times [In^-]}{[HIn]}$$

$$[H_3O^+] = K_{HIn} \frac{[HIn]}{[In^-]}$$

$$PH = PK_{HIn} + \log \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

(أ) في الوسط الحمضي يكون السائد هو الدليل الغير متأين (HIn) ويكون  $\frac{1}{10} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$

$$PH = PK_{HIn} - 1$$

(ب) في الوسط القاعدي يكون السائد هو أيون الدليل [ $In^-$ ] ويكون  $\frac{10}{1} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$

$$PH = PK_{HIn} + 1$$

(ج) عندما يكون تركيز أيون الدليل يساوي تركيز الدليل غير المتأين أي  $[HIn] = [In^-]$  يظهر اللون الوسطي للدليل .

$$PH = Pk_{HIn}$$

اسم الدليل	لون الحالة الحمضية	مدى الدليل	لون الحالة القاعدية
الميثيل البرتقالي	أحمر	3.1 – 4.4	أصفر
الميثيل الأحمر	أحمر	4.2- 6.3	أصفر
الثايمول الأزرق	أصفر	8- 9.6	أزرق
الفينولفيثالين	عديم اللون	8.2- 10	زهري

**مدى الدليل:** المدى من الأس الهيدروجيني الذي مقداره وحدتان لكي تستطيع العين البشرية التمييز بين لوني الدليل .  $\Rightarrow PH = Pk_{HIn} \mp 1$  ( المدى )

س1: دليل حمضي مداه (8.2- 10) عند وضعه في الماء النقي (المحلول المتعادل) فإنه يظهر لون الحالة (.....)  $\leftarrow 8.2 - 10$  (الحالة الحمضية)

س2: دليل قيمة (3) ( $PK_{HIn}$ ) وضع في حمض قيمة PH له (6) فإنه يتلون بلون الحالة القاعدية (✓) المدى  $\leftarrow PH = Pk_{HIn} \mp 1 = 3 \mp 1 = (2 - 4)$

مسألة : دليل حمض ثابت تأينه يساوي  $2.5 \times 10^{-5}$  فاحسب قيمة PH للدليل :

(أ) عندما يظهر لون الحالة الحمضية. (ب) عندما يظهر لون الحالة القاعدية. (ج) مدى الدليل .

### الحل

(أ) في الحالة الحمضية  $PH = Pk_{HIn} - 1$

$$PH = -\log (2.5 \times 10^{-5}) - 1 = 3.6 \quad \text{فأقل}$$

(ب) في حالة القاعدية  $PH = Pk_{HIn} + 1$

$$PH = -\log (2.5 \times 10^{-5}) + 1 = 5.6 \quad \text{فأكثر}$$

(ج) مدى الدليل :  $PH = Pk_{HIn} \mp 1 = 3.6 - 5.6$

مسألة : دليل حمض ثابت تأينه يساوي  $3.15 \times 10^{-4}$  ولون حالته الحمضية أحمر والقاعدية أصفر فاحسب قيمة PH للدليل عندما يظهر :

(أ) اللون الأحمر للدليل. (ب) اللون الأصفر للدليل. (ج) اللون البرتقالي للدليل.

### الحل

(أ) لون الحالة الحمضية (الأحمر)  $PH = Pk_{HIn} - 1$

$$PH = -\log (3.15 \times 10^{-4}) - 1 = 2.5 \quad \text{فأقل}$$

(ب) لون الحالة القاعدية (الأصفر)  $PH = Pk_{HIn} + 1$

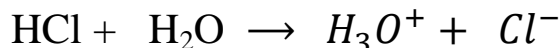
$$PH = -\log (3.15 \times 10^{-4}) + 1 = 4.5 \quad \text{فأكثر}$$

(ج) اللون الوسطي للدليل (البرتقالي)  $PH = Pk_{HIn}$

$$PH = -\log (3.15 \times 10^{-4}) = 3.5$$

## قوة الأحماض والقواعد

**الأحماض القوية:** هي الأحماض التي تتأين بشكل تام في محاليلها المائية



مثال

- يوجد على شكل أيونات ويتحول الحمض كله الى القاعدة المرافقة ولا يوجد حالة اتزان لأنه يتأين تأين تام.

- الحمض القوي قاعدته المرافقة ضعيفة و الحمض الضعيف قاعدته المرافقة قوية وكذلك القاعدة.

**الأحماض الضعيفة:** هي الأحماض التي تتأين جزئيا في محاليلها المائية وتشكل حالة إتزان.

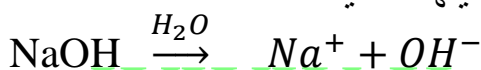


مثال

- **ثابت تأين الحمض (Ka):** هو نسبة حاصل ضرب تركيز القاعدة المرافقة في تركيز كاتيون الهيدرونيوم الى تركيز الحمض.

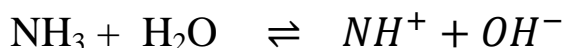
$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [القاعدة المرافقة]}{[الحمض]} \quad : \quad \text{القانون}$$

**القواعد القوية:** هي القواعد التي تتأين بشكل تام في محاليلها المائية.



مثال

**القواعد الضعيفة:** هي القواعد التي تتأين جزئيا في محاليلها المائية وتشكل حالة اتزان.



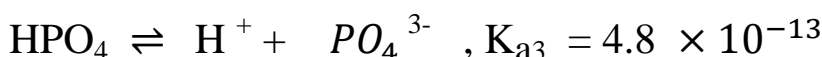
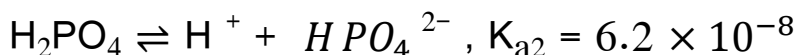
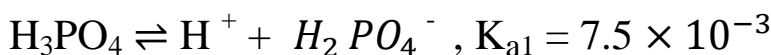
مثال

- **ثابت تأين القاعدة (K<sub>b</sub>):** هو نسبة حاصل ضرب تركيز الحمض المرافق في أنيون الهيدروكسيد

$$K_b = \frac{[OH^-] \times [الحمض المرافق]}{[القاعدة]} \quad : \quad \text{القانون} \quad . \quad \text{الى تركيز القاعدة}$$

**علل: لحمض الفوسفوريك H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ثلاث قيم ثوابت تأين.**

ج/ لأنه يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين وبذلك يتأين على 3 مراحل كما يلي:-



**ملحوظة:** كلما صغرت قيمة Ka كان الحمض أضعف وله (PH, Pka) اكبر والعكس صحيح.

وبالنسبة للقاعدة كلما صغرت K<sub>b</sub> كانت القاعدة أضعف وقيمة PK<sub>b</sub> اكبر, PH أصغر والعكس صحيح

\*تتأين القواعد القوية بالكامل الى كاتيونات فلزية وأنيونات هيدروكسيد لذلك ليس لها ثابت تأين .

**ملحوظة: لحساب تركيز الحمض أو القاعدة عند الاتزان**

تركيز الحمض عند الاتزان = تركيز الحمض الابتدائي -  $[H_3O^+]$

تركيز القاعدة عند الاتزان = تركيز القاعدة الابتدائية -  $[OH^-]$

• تشير قوة الحمض أو القاعدة الى (درجة التأيين)

• يشير تركيز الحمض أو القاعدة في المحلول الى (مخفف أو مركز)

**مسألة رقم (1) أسئلة تطبيقية ص 132:** احسب  $K_a$  لحمض الميثانويك HCOOH إذا كان تركيز كاتيون الهيدرونيوم في محلول 0.1 M يساوي  $4.2 \times 10^{-3} M$

**الحل**

$K_a = ??$  ، تركيز الحمض الابتدائي = 0.1M

$$[H_3O^+] = [القاعدة المرافقة] = 4.2 \times 10^{-3} M$$

تركيز الحمض عند الاتزان = تركيز الحمض الابتدائي -  $[H_3O^+]$

$$= 0.1 - 4.2 \times 10^{-3} = 0.0958 M$$

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

$$K_a = \frac{4.2 \times 10^{-3} \times 4.2 \times 10^{-3}}{0.0958}$$

$$= 1.84 \times 10^{-4}$$

**تطبيقات**

وجه المقارنة	قيمة PH للمحلول الذي يظهر الحالة الحمضية للدليل	قيمة PH للمحلول الذي يظهر الحالة القاعدية للدليل.
دليل حمضي قيمة ثابت تأينه $K_{HIn} = 1 \times 10^{-5}$		

1- تزداد قوة الحمض الضعيف كلما تكون قيمة PKa له .....

2- الجزء المذاب في القواعد القوية شحيحة الذوبان في الماء يكون تأينه .....

