

## شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج السعودية



## ملخص كيمياء 2-2 شامل

[موقع المناهج](#) ⇨ [المناهج السعودية](#) ⇨ [الثاني الثانوي](#) ⇨ [كيمياء](#) ⇨ [الفصل الثاني](#) ⇨ [الملف](#)

تاريخ نشر الملف على موقع المناهج: 14:07:30 2024-02-08

## التواصل الاجتماعي بحسب الثاني الثانوي



## المزيد من الملفات بحسب الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الثاني

[أوراق عمل كيمياء 2-2 شاملة للمقرر](#)

1

[نماذج اختبار نهائي عملي كيمياء 2-2](#)

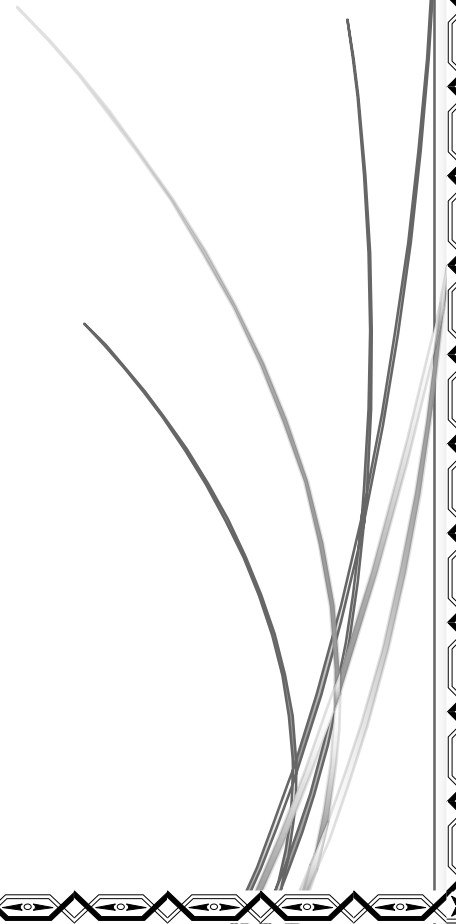
2

[أوراق عمل كيمياء 2-2](#)

3

ملخص // كيمياء ٢-٢

اسم الطالبة //



## مقدمة الفصل الأول // حالات المادة

الفكرة العامة :

تفسر نظرية الحركة الجزيئية الخصائص المختلفة للمواد الصلبة والسائلة والغازية .

الأفكار الرئيسية :

١/ تتمدد الغازات وتنتشر كما أنها قابلة للانضغاط لأنها ذات كثافة منخفضة وتتكون من جسيمات صغيرة جدًا دائمة الحركة .

٢/ تحدد القوى بين الجزيئية ومنها قوى التشتت والقوى الثنائية القطبية والروابط الهيدروجينية حالة المادة عند درجة حرارة معينة .

٣/ لجسيمات المواد الصلبة والسائلة قدرة محدودة على الحركة كما يصعب ضغطها بسهولة .

٤/ تتغير حالة المادة عند إضافة الطاقة إليها أو انتزاعها منها .

حقائق كيميائية :

عندما ترتفع درجة حرارة الجو يتحول اليود مباشرة من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية .

تجربة استهلاكية :

كيف تؤثر السوائل المختلفة في سرعة كرة تتحرك فيها .

## موضوع الدرس : الغازات ( ١ )

حالات المادة ثلاثة وهي : ١ / غاز ٢ / سائل ٣ / صلب

ملاحظة / توجد حالة رابعة للمادة تسمى البلازما ( توجد في النجوم )

ملاحظة هامة // الترابط بين جزيئات المادة

الصلبة < السائلة < الغازية ( ضعيف )

نظرية الحركة الجزيئية :

تصف سلوك الغازات بوضع عدة افتراضات حول حجم وحركة وطاقة الجسيمات

ملاحظة / وضع بولتزمان وماكسويل نظرية الحركة الجزيئية للغازات

( في عام ١٨٦٠ م ) والتي تعتمد على حجم جسيمات الغاز وحركتها وطاقتها

نظرية الحركة الجزيئية للغازات : لها عدة فروض وهي :

- ١ / تتكون المادة من جسيمات صغيرة
- ٢ / تتحرك الجسيمات باستمرار ويتصادم بعضها ببعض تصادمًا مرنيًا
- ٣ / للجسيمات طاقة حركية ويمثل متوسط هذه الطاقة درجة الحرارة

التصادم المرن : هو تصادمات لا تفقد من خلالها الطاقة الحركية

بل تنتقل من جسيم لآخر

ملاحظة هامة //

الغازات تتشابه في الخواص الفيزيائية وتختلف في الخواص الكيميائية

لأن الخواص الكيميائية تختلف من غاز إلى آخر حسب نوع الجزيئات لهذا الغاز

## موضوع الدرس : الغازات ( ٢ )

تفسير سلوك الغازات : من خصائص الغازات ما يلي :

١- كثافة الغازات منخفضة

٢- الغازات قابلة للانضغاط ( بسبب وجود فراغات كبيرة بين جزيئات الغاز )

٣- الغازات قابلة للتمدد ( لأن جزيئات الغاز في حالة حركة مستمرة )

٤- الغازات قابلة للانتشار والتدفق

( لأن قوى التجاذب والتنافر معدومة بين جزيئات الغاز )

الانتشار : هو انتقال مادة من خلال أخرى من منطقة ذات تركيز مرتفع إلى

منطقة ذات تركيز منخفض . مثل : انتشار رائحة الطعام

ملاحظة / يستخدم قانون جراهام للمقارنة بين معدل سرعة انتشار غازين .

$\frac{\text{معدل انتشار الغاز ١}}{\sqrt{\frac{\text{الكتلة المولية للغاز ٢}}{\text{الكتلة المولية للغاز ١}}}} = \text{قانون جراهام} \leftarrow$	
--	--

مثال ١ : إذا كانت الكتلة المولية للأمونيا  $\text{NH}_3$  هي 17 ( جم / مول )

والكتلة المولية لكلوريد الهيدروجين  $\text{HCl}$  هي 36.5 ( جم / مول )

فاحسب نسبة معدل انتشارهما ؟ الحل

$\frac{\text{معدل انتشار } \text{NH}_3}{\sqrt{\frac{\text{الكتلة المولية لـ } \text{HCl}}{\text{الكتلة المولية لـ } \text{NH}_3}}} = \text{قانون جراهام} \leftarrow$	
--	--

$1.47 = \frac{\text{معدل انتشار } \text{NH}_3}{\sqrt{\frac{36.5 \text{ (جم / مول)}}{17 \text{ (جم / مول)}}}} = \text{قانون جراهام} \leftarrow$	
--	--

### موضوع الدرس : الغازات ( ٣ )

الضغط : هو القوة الواقعة على وحدة المساحة .

ملاحظات هامة //

١/ توجد علاقة عكسية بين الضغط والمساحة .

٢/ عندما تزداد عدد جسيمات الغاز داخل الوعاء

تزداد التصادمات وبالتالي يزداد ضغط الغاز .

٣/ توجد علاقة طردية بين عدد جسيمات الهواء والضغط .

ضغط الهواء :

جسيمات الهواء تتحرك في كل اتجاه وبالتالي تسبب ضغطاً يسمى

الضغط الجوي ( ضغط الهواء ) ← أثبتها تورشلي .

ملاحظات هامة //

١/ يستخدم جهاز البارومتر لقياس الضغط الجوي .

٢/ يستخدم جهاز المانومتر لقياس ضغط الغاز المحصور .

وحدات قياس الضغط :

أ/ وحدة قياس الضغط العالمية هي باسكال Pa ← (  $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} / \text{m}^2$  )

ب/ وحدة قياس ضغط الهواء هي الضغط الجوي ( atm )

ج/ يسجل المهندسون الضغط على أنه عدد الأرتال لكل بوصة مربعة بوحدة (psi)

د/ يوجد وحدات ضغط أخرى مثل : ( torr - bar - mmHg - cmHg - kPa )

العلاقة بين وحدات الضغط المختلفة :

(  $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cmHg} = 101.3 \text{ KPa} = 14.7 \text{ psi} = 1.01 \text{ bar}$  )

موضوع الدرس : الغازات ( ٤ )

قانون دالتون للضغوط الجزئية : ينص على أن الضغط الكلي لخليط من الغاز يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات التي في الخليط .

قانون دالتون للضغوط الجزئية للغازات :

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

الضغط الكلي      الضغط الجزئي      الضغط الجزئي      الضغط الجزئي      الضغط الجزئي      آخر غاز في الخليط

للغاز الأول      للغاز الثاني      للغاز الثالث      لخليط من الغازات

مثال ١ : إذا كان الضغط الكلي لخليط من الغازات (  $N_2 - CO_2 - O_2$  ) يساوي 0.97 atm فاحسب الضغط الجزئي للأكسجين  $O_2$  إذا كان الضغط الجزئي لـ

$N_2 = 0.12 \text{ atm}$  و  $CO_2 = 0.70 \text{ atm}$  ؟

الحل

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3$$

$$P_{\text{total}} = P_{O_2} + P_{CO_2} + P_{N_2}$$

$$P_{O_2} = P_{\text{total}} - P_{CO_2} - P_{N_2}$$

$$P_{O_2} = 0.97 - 0.70 - 0.12 = 0.15 \text{ atm}$$

## موضوع الدرس : قوى التجاذب ( ١ )

تنقسم قوى التجاذب إلى :

- ١- القوى الجزيئية : ( توجد داخل الجزيئات ) .
  - ٢- القوى بين الجزيئية : ( توجد بين الجزيئات ) .
- أولاً : القوى الجزيئية :

هي روابط بين الذرات أو الأيونات في الجزيء نفسه .

أنواع القوى الجزيئية :



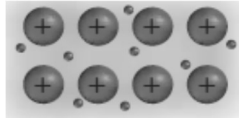
أ/ روابط أيونية يتم التجاذب بين الشحنات الموجبة والسالبة مثل: NaCl

ب/ روابط تساهمية يتم التجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة



في الرابطة مثل: H<sub>2</sub>

ج/ روابط فلزية يتم التجاذب بين الأيونات الفلزية الموجبة والإلكترونات



المتحركة مثل: Fe

ثانياً : القوى بين الجزيئية :

هي قوى بينية تربط بين جسيمات المادة الواحدة .

أنواع القوى بين الجزيئية :

أ/ قوى التشتت (قوى لندن) توجد بين الجزيئات غير القطبية مثل ( Cl<sub>2</sub> , F<sub>2</sub> , O<sub>2</sub> )

ب/ القوى الثنائية القطبية توجد بين الجزيئات القطبية مثل ( HBr , HCl )

ج/ الروابط الهيدروجينية توجد بين الجزيئات القطبية مثل ( HF , NH<sub>3</sub> , H<sub>2</sub>O )

ملاحظات هامة // أكثر قوة من

١/ تعتبر القوى الجزيئية < القوى بين الجزيئية

٢/ الروابط الهيدروجينية < القوى الثنائية القطبية < قوى التشتت .



## موضوع الدرس : قوى التجاذب ( ٢ )

أنواع القوى بين الجزيئية :

أ/ قوى التشتت ( قوى لندن ) : هي القوى الضعيفة الناتجة عن التغير في

كثافة الإلكترونات في السحابة الإلكترونية .

ملاحظات هامة //

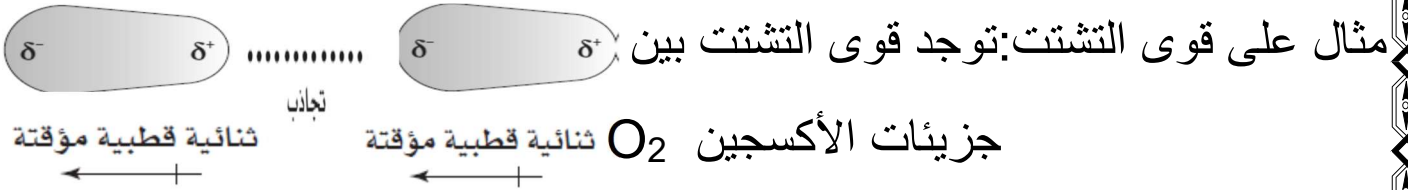
١/ توجد علاقة طردية بين عدد الإلكترونات في الذرة وقوة قوى التشتت .

٢/ قوى التجاذب بين جزيئات المادة هو الذي يحدد حالة المادة

عدد الإلكترونات في الذرة 9 17 35 53

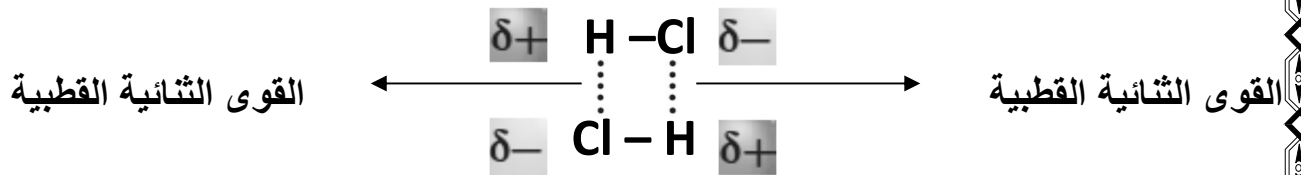
مثال :  $I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$

حالة المادة ( عند  $25^\circ C$  ) غاز غاز سائل صلب



ب/ القوى الثنائية القطبية: هي قوة التجاذب بين مناطق مختلفة الشحنة في الجزيئات القطبية.

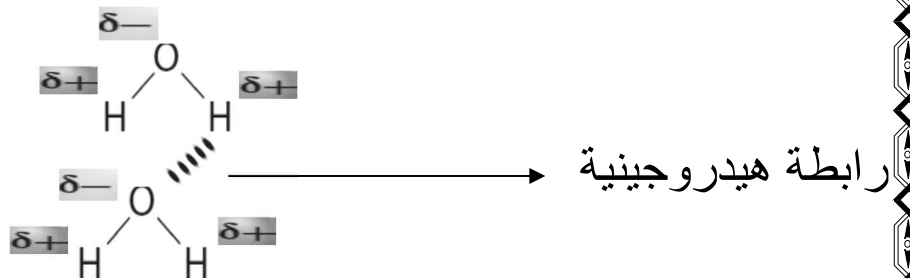
مثال على القوى الثنائية القطبية: توجد القوى الثنائية القطبية بين جزيئات كلوريد الهيدروجين  $HCl$



ج/ الروابط الهيدروجينية: هي رابطة قوية تنشأ بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة

هيدروجين مرتبطة مع ذرة صغيرة ذات كهروسالبية عالية مثل ( F أو O أو N )

مثال على الروابط الهيدروجينية : توجد الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء  $H_2O$



## موضوع الدرس : المواد السائلة والمواد الصلبة ( ١ )

السوائل : من خصائص السوائل ما يلي :

- ١- المواد السائلة لها حجم ثابت ( لأن قوى التجاذب بين جزيئات السائل تحد من حركتها فتبقى الجسيمات قريبة ومتراصة في حجم ثابت )
  - ٢- كثافة السوائل أكثر من كثافة الغازات عند الظروف العادية (  $1 \text{ atm} - 25^\circ \text{c}$  )  
( بسبب القوى بين الجزيئية التي تربط الجسيمات مع بعضها البعض ) .
  - ٣- المواد السائلة غير قابلة للانضغاط كما في المواد الغازية  
( لأن جسيمات السائل متراصة بإحكام ) .
  - ٤- تصنف السوائل والغازات على أنها موائع مثل : تسرب الماء والغاز  
( بسبب قابليتها للانسياب والانتشار ) .
- اللزوجة : هي مقياس مقاومة السائل للتدفق و الانسياب .

العوامل المؤثرة على اللزوجة :

- ١- نوع القوى بين الجزيئية  
( توجد علاقة طردية بين اللزوجة و القوى بين الجزيئية ) مثل : الجليسرول .
- ٢- حجم الجسيمات وشكلها  
( توجد علاقة طردية بين اللزوجة و حجم الجسيمات ) مثل : زيت المحركات .
- ٣- درجة الحرارة  
( توجد علاقة عكسية بين اللزوجة و درجة الحرارة ) مثل : زيت الطبخ .

مقارنة بين حالات المادة الثلاث من حيث الحجم و الشكل والقابلية للانضغاط :

حالة المادة	الحجم	الشكل	القابلية للانضغاط
الصلبة	ثابت	ثابت	غير قابل للانضغاط
السائلة	ثابت	غير ثابت	غير قابل للانضغاط
الغازية	غير ثابت	غير ثابت	قابل للانضغاط

ملاحظة هامة // الترابط بين المواد الصلبة < المواد السائلة < المواد الغازية ( ضعيف )

## موضوع الدرس : المواد السائلة والمواد الصلبة ( ٢ )

التوتر السطحي :

هو الطاقة اللازمة لزيادة مساحة سطح السائل بمقدار معين .

مثال : الماء له توتر سطحي عالٍ ( بسبب وجود روابط هيدروجينية بين جزيئات الماء

مما يجعل سطح الماء مقعر الشكل ) .

عوامل خافضة للتوتر السطحي :

هي مركبات تعمل على خفض التوتر السطحي للماء .

مثال: يعتبر الصابون والمنظفات من المركبات التي تعمل على خفض التوتر السطحي

للماء وذلك عن طريق تكسير الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء وبالتالي

ينتشر الماء ويساعد على إزالة الأوساخ .

التماسك والتلاصق : لجسيمات الماء خاصيتان :

١/ قوى التماسك : موجودة بين جزيئات الماء  $H_2O$  فقط.

٢/ قوى التلاصق : موجودة بين جزيئات الماء  $H_2O$

وجزيئات ثاني أكسيد السليكون  $SiO_2$  الموجود في الزجاج.

ملاحظات هامة //

التماسك ← يصف قوة الترابط بين الجسيمات المتماثلة .

التلاصق ← يصف قوة الترابط بين الجسيمات المختلفة .

الخاصية الشعيرية للماء :

هي ارتفاع الماء إلى أعلى في الأنابيب الشعيرية لأن قوى التلاصق أكثر قوة من قوى التماسك

( قوى التلاصق > قوى التماسك ) .

## موضوع الدرس : المواد السائلة والمواد الصلبة ( ٣ )

المواد الصلبة : من خصائص المواد الصلبة ما يلي :

١- تمتلك المواد الصلبة قوى تجاذب قوية بين جسيماتها بحيث تكون قادرة على تقييد حركة الجسيمات لتجعلها تهتز إلى الأمام و الخلف مع الاحتفاظ بمكانها الثابت ( الشكل والحجم ثابت ) .

٢- كثافة المواد الصلبة أعلى من كثافة المواد السائلة والغازية ماعدا كثافة الماء في الحالة الصلبة ( ثلج - جليد ) أقل من كثافة الماء في الحالة السائلة ( بسبب زيادة الروابط الهيدروجينية في الحالة الصلبة ) .  
مثل : مكعبات الثلج والجبال الجليدية تطفو فوق الماء السائل .  
٣- لا تعتبر المواد الصلبة مائعاً .

تنقسم المواد الصلبة إلى :

١/ المواد الصلبة البلورية      ٢/ المواد الصلبة غير المتبلورة

أولاً : المادة الصلبة البلورية : هي مادة صلبة تترتب ذراتها أو أيوناتها أو جزيئاتها في شكل هندسي ثلاثي الأبعاد .

وحدة البناء : هي أصغر ترتيب للذرات في الشبكة البلورية .

تصنيف المواد الصلبة البلورية : ( حسب نوع الجسيمات وكيفية ترابطها ) :

١/ المواد الصلبة الذرية      ٢/ المواد الصلبة الجزيئية      ٣/ المواد الصلبة الأيونية

٤/ المواد الصلبة التساهمية الشبكية      ٥/ المواد الصلبة الفلزية

١/ المواد الصلبة الذرية	مثل : عناصر المجموعة ( ١٨ ) الغازات النبيلة
وحدة الجسيمات	ذرات
كيفية ترابط الجسيمات	قوى التشتت الضعيفة
خصائصها	لينية - درجة انصهارها منخفضة - رديئة التوصيل

موضوع الدرس : المواد السائلة والمواد الصلبة ( ٤ )

٢ / المواد الصلبة الجزيئية	مثل : $I_2 - H_2O - NH_3 - CO_2 - C_{12}H_{22}O_{11}$
وحدة الجسيمات	جسيمات
كيفية ترابط الجسيمات	أما قوى التشتت أو القوى الثنائية القطبية أو الروابط الهيدروجينية
خصائصها	رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء

٣ / المواد الصلبة الأيونية	مثل : $NaCl - KBr - CaCO_3$
وحدة الجسيمات	أيونات
كيفية ترابط الجسيمات	عن طريق الروابط الأيونية (الأيونات الموجبة تحاط بالأيونات السالبة والعكس)
خصائصها	صلبة - هشة - درجة انصهارها مرتفعة - رديئة التوصيل

٤ / المواد الصلبة التساهمية الشبكية	مثل : الألماس $C$ - الكوارتز $SiO_2$
وحدة الجسيمات	ترتبط الذرات بروابط تساهمية
كيفية ترابط الجسيمات	عن طريق روابط تساهمية متعددة
خصائصها	صلبة جداً - درجة انصهارها مرتفعة - رديئة التوصيل

٥ / المواد الصلبة الفلزية	مثل : جميع العناصر الفلزية $Fe$
وحدة الجسيمات	ذرات يحيط بها إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة
كيفية ترابط الجسيمات	عن طريق روابط فلزية
خصائصها	صلبة - موصلة جيدة للحرارة والكهرباء - قابلة للطرق والسحب

التأصل ( متأصل ) : انظر للكتاب

ثانياً : المواد الصلبة غير المتبلورة : هي المواد التي لا تترتب فيها الجسيمات بنمط مكرر ومنتظم ولا تحتوي على بلورات . مثل : ( الزجاج ، المطاط ، الكثير من المواد البلاستيكية )

ملاحظة / تتكون المواد الصلبة غير المتبلورة عندما تبرد المواد المنصهرة

بسرعة كبيرة ( لا تتكون بلورات ) .

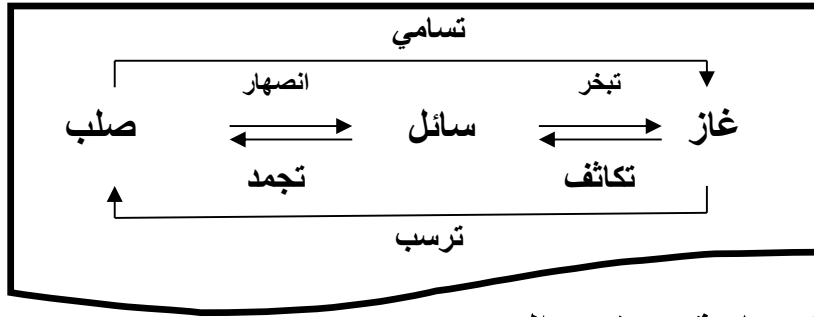
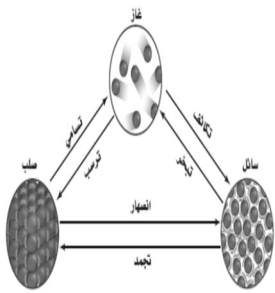
## موضوع الدرس : تغيرات الحالة الفيزيائية ( ١ )

ملاحظات هامة //

١/ توجد معظم المواد في ثلاث حالات فيزيائية حسب درجة الحرارة والضغط وهي :

{ غاز (g) - سائل (L) - صلب (S) }

٢/ لتغير مادة من حالة فيزيائية إلى حالة فيزيائية أخرى إما عن طريق إضافة طاقة ( امتصاص طاقة ) أو انتزاع طاقة ( فقد طاقة ) .



ملاحظة هامة //

تغيرات الحالة الفيزيائية : تنقسم إلى :

١/ تغيرات الحالة الفيزيائية الماصة للطاقة ٢/ تغيرات الحالة الفيزيائية الطاردة للطاقة

أولاً : تغيرات الحالة الفيزيائية الماصة للطاقة : ( الانصهار - التبخر - التسامي )

الانصهار: هي العملية التي يتحول من خلالها الصلب إلى سائل مثل : انصهار الثلج.

كيفية حدوثه : لكي ينصهر الثلج فإنه يحتاج إلى طاقة وهذه الطاقة تقوم

بتكسير الروابط الهيدروجينية الموجودة بين الجزيئات وبالتالي تتباعد الجزيئات عن

بعضها البعض فتتحول إلى الحالة السائلة .

التبخر : هي العملية التي يتحول من خلالها السائل إلى غاز أو بخار مثل : تبخر الماء السائل

كيفية حدوثه : عندما يكتسب الماء السائل طاقة فإن جزيئات الماء تكتسب

طاقة حركية تساعد في التغلب على قوى التجاذب بين جزيئات الماء السائل

وبالتالي يتحول الماء السائل إلى بخار ماء ( حالة غازية ) .

## موضوع الدرس : تغيرات الحالة الفيزيائية ( ٢ )

مقارنة بين التبخر في وعاء مفتوح وآخر مغلق :

في الوعاء المفتوح // عندما يتم تسخين كمية من الماء في وعاء مفتوح يلاحظ تبخر الماء

( الماء الموجود على سطح السائل يتبخر تدريجياً حتى ينتهي ) ويتوقف ذلك على :  
١ / كمية الماء ٢ / درجة الحرارة .

في الوعاء المغلق // عندما يتم تسخين كمية من الماء في وعاء مغلق يلاحظ تبخر الماء

حتى يصل إلى حد معين ثم يتوقف التبخر  
( يتجمع البخار فوق السائل ليولد ضغطاً يسمى ضغط البخار ) .

درجة الغليان : هي درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار السائل مع

الضغط الجوي الخارجي .

التسامي : هي عملية تحول المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية دون المرور

بالحالة السائلة . مثل : تسامي اليود الصلب , تسامي  $CO_2$  الصلب ( الجليد الجاف )

ثانياً : تغيرات الحالة الفيزيائية الطاردة للطاقة : ( التكاثر - التجمد - الترسيب )

التجمد : هي العملية التي يتحول من خلالها السائل إلى صلب مثل : تجمد الماء ( الثلج )

كيفية حدوثه : عند وضع ماء سائل في مجمد الثلجة ( الفريزر ) فإن الماء

يفقد طاقة وبالتالي تفقد جزيئات الماء طاقة حركية مما يجعل الروابط الهيدروجينية

بين جزيئات الماء ثابتة وبالتالي يتجمد الماء .

الترسيب : هي عملية تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة الصلبة

دون المرور بالحالة السائلة . مثل : بلورات الثلج - الصقيع

## موضوع الدرس : تغيرات الحالة الفيزيائية ( ٣ )

التكاثف : هي العملية التي يتحول من خلالها غاز أو بخار إلى سائل .

مثل : ١ / تكون قطرات الندى

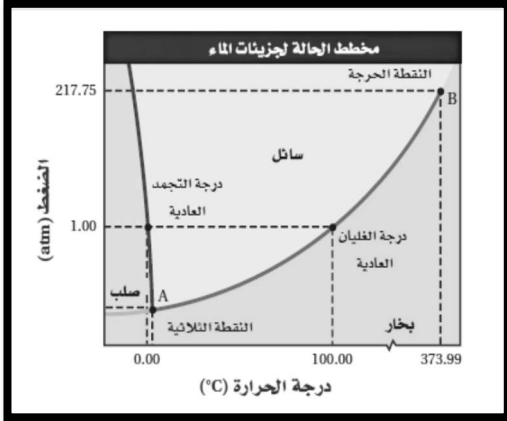
٢ / السحب والضباب والأمطار

كيفية حدوثه : عند تبريد بخار الماء فإن جسيماته تفقد طاقة وتقل سرعتها

وتصبح قادرة على تكوين روابط هيدروجينية تؤدي لتكون الحالة السائلة .

مخطط الحالة الفيزيائية :

هو رسم بياني للضغط مقابل درجة الحرارة يبين الحالة التي توجد عليها المادة تحت



الظروف المختلفة من الضغط ودرجة الحرارة .

العوامل المؤثرة على حالة المادة :

١ / الضغط ٢ / درجة الحرارة

محتويات مخطط الحالة الفيزيائية : انظر للكتاب

١- يحتوي على ثلاث مناطق تمثل الحالة الفيزيائية ( صلب و سائل و غاز ) .

٢- يحتوي على ثلاث منحنيات تفصل المناطق عن بعض .

٣- يحتوي على النقطة الثلاثية .

٤- يحتوي على النقطة الحرجة .

النقطة الثلاثية : هي نقطة على مخطط الحالة الفيزيائية تمثل الضغط

ودرجة الحرارة التي توجد عندها المادة في الحالات الثلاث معاً وفي الوقت نفسه .

النقطة الحرجة : هي النقطة التي تمثل كلاً من الضغط ودرجة الحرارة التي

لا يمكن للماء بعدها أن يكون في الحالة السائلة .



مراجعة على الفصل الأول // حالات المادة

{ انظر للكتاب } ←

## مقدمة الفصل الثاني // الطاقة والتغيرات الكيميائية

الفكرة العامة :

تمتص التفاعلات الكيميائية الحرارة أو تطلقها عادةً .

الأفكار الرئيسية :

١/ قد يتغير شكل الطاقة وقد تنتقل ولكنها تبقى محفوظة دائمًا .

٢/ التغير في المحتوى الحراري للتفاعل يساوي المحتوى الحراري للنواتج مطروحًا منه المحتوى الحراري للمتفاعلات .

٣/ تعبر المعادلات الكيميائية الحرارية عن مقدار الحرارة المنطلقة أو الممتصة في التفاعلات الكيميائية .

٤/ يمكن حساب التغير في المحتوى الحراري للتفاعلات الكيميائية باستعمال قانون هس .

تجربة استهلالية :

كيف تعمل كمادة باردة ؟

## موضوع الدرس : الطاقة ( ١ )

الطاقة : هي القدرة على بذل شغل أو إنتاج حرارة .

ملاحظة / تحتوي الأنظمة الكيميائية على طاقة حركية و طاقة وضع .

الطاقة الحركية :

هي الطاقة التي تنتج عن حركة الأجسام وتعتمد على درجة الحرارة .

طاقة الوضع :

هي الطاقة التي تعتمد على تركيب أو موضع جسم ما .

ملاحظة / تعتمد طاقة الوضع للمادة على تركيبها من حيث :

١/ أنواع الذرات في المادة ٢/ طريقة ترتيب هذه الذرات

٣/ عدد الروابط الكيميائية التي تربط الذرات معًا ونوعها

قانون حفظ الطاقة :

أن الطاقة لا تفنى ولا تستحدث وإنما تتحول من شكل إلى آخر .

طاقة الوضع الكيميائية :

هي الطاقة المخزونة في المادة والناجمة عن تركيبها .

ملاحظة هامة //

الطاقة لها أهمية كبيرة في أمور كثيرة ومنها :

طهو الطعام – تحريك المركبات – تشغيل الأجهزة

تدفئة المنازل وتبريدها – الأنشطة البدنية والذهنية

## موضوع الدرس : الطاقة ( ٢ )

الحرارة :

هي أحد أشكال الطاقة التي تنتقل من الأجسام الساخنة إلى الأجسام الأقل برودة .

درجة الحرارة :

هي مقياس لمتوسط الطاقة الحركية للجسيمات الموجودة في عينة من المادة .

طرق قياس الحرارة :

١- الجول ( J )      ٢- السعر ( cal )      ٣- السعر الغذائي ( Cal )

ملاحظات هامة //

١/ تقاس الطاقة الحرارية وفق النظام الدولي بوحدة الجول ( J ) .

٢/ كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة ( 1g ) من الماء النقي

درجة سيليزية واحدة ( 1°C ) يسمى السعر ( cal ) .

٣/ تقاس الطاقة الحرارية الناتجة عن الغذاء بوحدة السعر الغذائي ( Cal ) .

تحويلات هامة //

$$1 \text{ سعر} = 4.184 \text{ جول} \quad \Leftrightarrow \quad 1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

$$1 \text{ سعر غذائي} = 1 \text{ كيلو سعر} = 1000 \text{ سعر} \quad \Leftrightarrow \quad 1 \text{ Cal} = 1 \text{ Kcal} = 1000 \text{ cal}$$

مثال<sup>١</sup>: وجبة غذائية تحتوي على 230 Cal سعر غذائي عبر عنها بوحدة الجول (J)؟

يتم تحويل السعر الغذائي إلى سعر  $\Leftrightarrow 230 \times 1000 = 2.3 \times 10^5 \text{ cal}$

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

يتم تحويل السعر إلى جول  $\Leftrightarrow$  بما أن

$$2.3 \times 10^5 \text{ cal} = X \text{ J} \quad \text{إذا}$$

$$X = 2.3 \times 10^5 \times 4.184 \div 1 = 9.6 \times 10^5 \text{ J}$$

### موضوع الدرس : الطاقة ( ٣ )

ملاحظة/ لكل مادة حرارة نوعية مميزة لها لأن لكل مادة تركيبًا مختلفًا عن الأخرى

الحرارة النوعية : هي كمية الحرارة التي يتطلبها رفع درجة حرارة جرامًا واحدًا

من المادة ( 1 g ) درجة سيليزية واحدة ( 1°C ) .

مثال : الحرارة النوعية للإيثانول هي : 2.44 J / g . °C

( أي أننا نحتاج إلى ( 2.44 J ) لرفع درجة حرارة ( 1g ) من الإيثانول

درجة سيليزية واحدة ( 1°C ) .

القانون المستخدم لحساب الطاقة الحرارية الممتصة أو المنطلقة :

$$q = c \times m \times \Delta T$$

التغير في درجة الحرارة      كتلة المادة      الحرارة النوعية للمادة      الطاقة الحرارية الممتصة أو المنطلقة

$$( J ) \quad ( J / g . ^\circ C ) \quad ( g ) \quad ( ^\circ C )$$

مثال<sup>١</sup>: احسب كمية الحرارة التي امتصها 34.4 g من الإيثانول إذا ارتفعت درجة

حرارته من 25 °C إلى 78.8 °C علمًا بأن الحرارة النوعية للإيثانول 2.44 J / g . °C ؟

$$q = c \times m \times \Delta T$$

$$q = 2.44 \times 34.4 \times ( 78.8 - 25 )$$

$$q = 4.52 \times 10^3 J$$

مثال<sup>٢</sup>: عينة من الحديد كتلتها 10 g تغيرت درجة حرارتها من 50.4 °C إلى 25 °C

وانطلقت كمية من الحرارة مقدارها 114 J فما الحرارة النوعية للحديد ؟

$$c = \frac{q}{m \times \Delta T}$$



$$c = \frac{114}{10 \times ( 50.4 - 25 )} = 0.449 \quad ( J / g . ^\circ C )$$

## موضوع الدرس : الحرارة ( ١ )

ملاحظة / يستخدم مسعر التفجير ( القنبلة ) لقياس القيمة الحرارية للأطعمة .  
المسعر :

هو جهاز معزول حراريًا يستخدم لقياس كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة في أثناء عملية كيميائية أو فيزيائية .

طريقة عمل المسعر : توضع كمية معلومة من الماء في حجرة معزولة وذلك لكي تمتص الطاقة المنطلقة من التفاعل أو لتعطي الطاقة التي يمتصها التفاعل .  
كيف يتم تحديد الحرارة النوعية : انظر للكتاب

مثال<sup>١</sup> : وضع فلز كتلته 50 g ودرجة حرارته  $115^{\circ}\text{C}$  في 125 g من الماء الذي درجة حرارته  $25.6^{\circ}\text{C}$  في مسعر فارتفعت درجة حرارة الماء إلى  $29.3^{\circ}\text{C}$

فما الحرارة النوعية للفلز علمًا بأن الحرارة النوعية للماء  $4.184 \text{ J / g} \cdot ^{\circ}\text{C}$  ؟

كمية الحرارة المفقودة من الفلز = q = كمية الحرارة المكتسبة من الماء q

$$c \times m \times \Delta T = c \times m \times \Delta T$$

$$4.184 \times 125 \times ( 29.3 - 25.6 ) = c \times 50 \times ( 115 - 29.3 )$$

$$4.184 \times 125 \times ( 3.7 ) = c \times 50 \times ( 85.7 )$$

$$C = \frac{4.184 \times 125 \times 3.7}{50 \times 85.7} = 0.45 \text{ J / g} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

## موضوع الدرس : الحرارة ( ٢ )

الكيمياء الحرارية : هو العلم الذي يهتم بدراسة تغيرات الحرارة التي ترافق التفاعلات الكيميائية وتغيرات الحالة الفيزيائية .

الكون : عبارة عن النظام مع المحيط .

ملاحظة / الكون = النظام + المحيط

المحيط : كل شيء في الكون غير النظام .

النظام : جزء معين من الكون يحتوي على التفاعل أو العملية المراد دراستها .

تنقسم التفاعلات الكيميائية الحرارية : إلى

١/ تفاعلات ماصة ( مستهلكة ) للحرارة	٢/ تفاعلات طاردة ( منتجة ) للحرارة
هي التفاعلات التي عند حدوثها تكتسب الحرارة من المحيط إلى النظام	هي التفاعلات التي عند حدوثها تفقد الحرارة من النظام إلى المحيط
مثال: تفاعلات التفكك - الكمادة الباردة	مثال: تفاعلات الاحتراق- الكمادة الساخنة
$NH_4NO_3 + 27 KJ \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$ ملاحظة/ تكتب الحرارة كمادة متفاعلة	$4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 1625 KJ$ ملاحظة/ تكتب الحرارة كمادة ناتجة
$\Delta H_{rxn} = 27 KJ$ المحتوى الحراري للتفاعل (حرارة التفاعل)	$\Delta H_{rxn} = - 1625 KJ$ المحتوى الحراري للتفاعل (حرارة التفاعل)

المحتوى الحراري ( H ) :

هو المحتوى الحراري للنظام تحت ضغط ثابت .

المحتوى الحراري للتفاعل ( حرارة التفاعل )  $\Delta H_{rxn}$  :

هو كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة في التفاعل الكيميائي .

## موضوع الدرس : المعادلات الكيميائية الحرارية ( ١ )

### المعادلة الكيميائية الحرارية :

هي معادلة كيميائية موزونة تشتمل على حالات المواد والتغير في الطاقة .

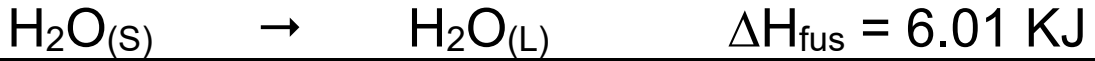
ملاحظة / تسمى المعادلات الكيميائية التي تكتب فيها قيم  $\Delta H$  معادلات كيميائية حرارية تنقسم تغيرات الحالة الفيزيائية : إلى

١/ تغيرات الحالة الفيزيائية الماصة للحرارة ( للطاقة ) : (مثل: الانصهار – التبخر)

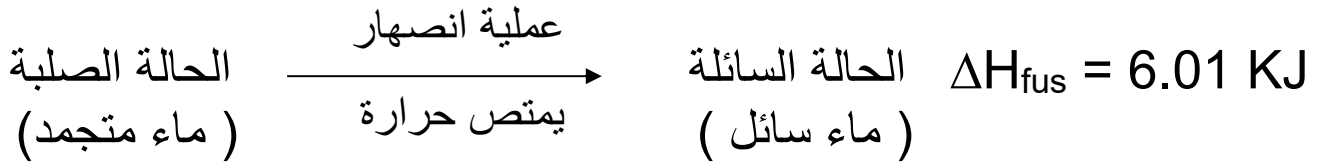
٢/ تغيرات الحالة الفيزيائية الطاردة للحرارة ( للطاقة ) : (مثل: التجمد – التكثيف)

أولاً : تغيرات الحالة الفيزيائية الماصة للحرارة ( للطاقة ) : مثل

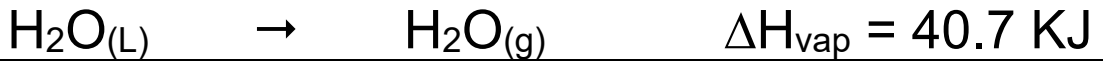
### أ/ عملية الانصهار :



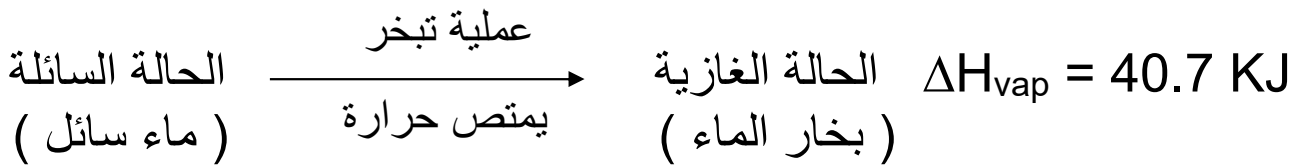
ملاحظة / حرارة الانصهار المولارية تكون قيمتها موجبة (  $\Delta H_{\text{fus}} = +$  )



### ب/ عملية التبخر :



ملاحظة / حرارة التبخر المولارية تكون قيمتها موجبة (  $\Delta H_{\text{vap}} = +$  )



حرارة الانصهار المولارية (  $\Delta H_{\text{fus}}$  ) :

هي كمية الحرارة اللازمة لتحويل مول واحد من المادة الصلبة إلى سائل .

حرارة التبخر المولارية (  $\Delta H_{\text{vap}}$  ) :

هي كمية الحرارة اللازمة لتحويل مول واحد من المادة السائلة إلى بخار .



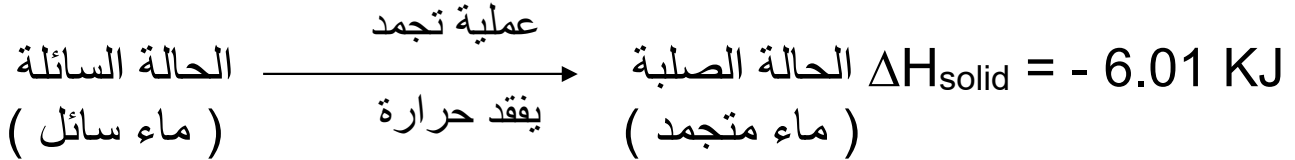
موضوع الدرس : المعادلات الكيميائية الحرارية ( ٢ )

ثانيًا : تغيرات الحالة الفيزيائية الطاردة للحرارة ( للطاقة ) : مثل

أ/ عملية التجمد :



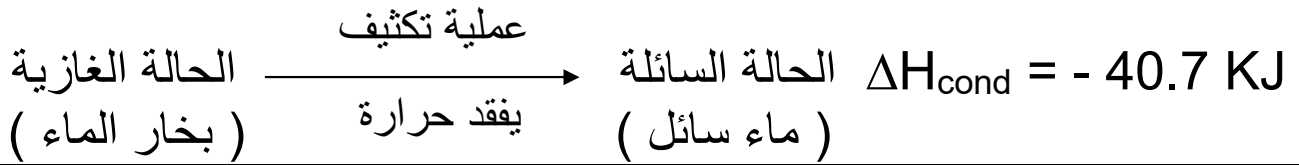
ملاحظة / حرارة التجمد المولارية تكون قيمتها سالبة (  $\Delta H_{\text{solid}} = -$  )



ب/ عملية التكثيف :



ملاحظة / حرارة التكثيف المولارية تكون قيمتها سالبة (  $\Delta H_{\text{cond}} = -$  )



ملاحظات هامة //

١/ حرارة الانصهار المولارية و حرارة التجمد المولارية

متساوية في القيمة ومختلفة في الإشارة (  $\Delta H_{\text{fus}} = - \Delta H_{\text{solid}}$  ) .

٢/ حرارة التبخر المولارية و حرارة التكثيف المولارية

متساوية في القيمة ومختلفة في الإشارة (  $\Delta H_{\text{vap}} = - \Delta H_{\text{cond}}$  ) .

حرارة الاحتراق (  $\Delta H_{\text{comb}}$  ) :

هي كمية الحرارة الناتجة عن احتراق مول واحد من المادة احتراقًا كليًا .

أمثلة على تفاعلات الاحتراق :

حرق الغذاء – حرق الوقود وغيرها .

## موضوع الدرس : المعادلات الكيميائية الحرارية ( ٣ )

القانون المستخدم لحساب عدد المولات :

$$n = \frac{m}{Mw}$$

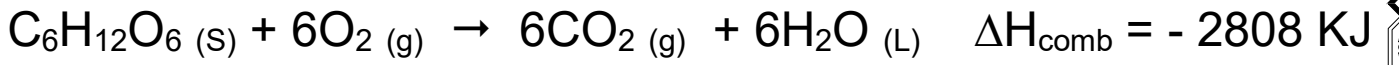
عدد المولات ( mol ) ←

كتلة المادة ( g ) →

الكتلة المولية للمادة ( g / mol ) →

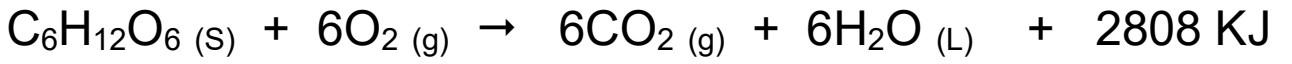
مثال<sup>١</sup>: احسب كمية الحرارة الناتجة عن احتراق 54 g من الجلوكوز  $C_6H_{12}O_6$

حسب المعادلة الكيميائية الحرارية الموزونة التالية :



مع العلم أن الكتلة المولية للجلوكوز هي:  $(C_6H_{12}O_6 = 180.162 \text{ g / mol})$ ؟

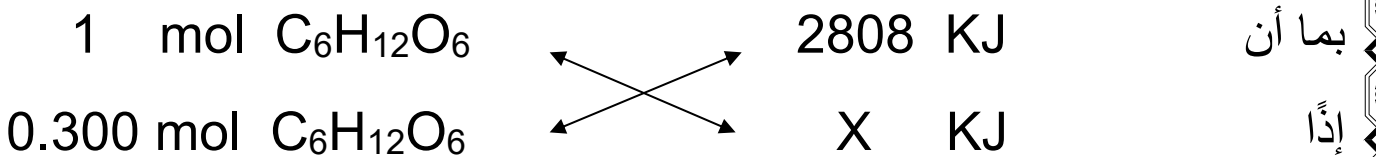
١/ كتابة المعادلة الكيميائية الحرارية الموزونة وتحديد مكان الحرارة



٢/ تحويل كتلة المادة ( إن وجدت ) إلى مولات باستخدام القانون التالي :  $n = \frac{m}{Mw}$

$$n = \frac{m}{Mw} \Rightarrow n = \frac{54}{180.162} = 0.300 \text{ mol}$$

٣/ نحسب كمية الحرارة الناتجة من خلال المعادلة السابقة :



$$X = \frac{0.300 \times 2808}{1} = 842.4 \text{ KJ}$$

موضوع الدرس : المعادلات الكيميائية الحرارية ( ٤ )

مثال ١: احسب كمية الحرارة اللازمة لصهر 25.7 g من الميثانول الصلب

CH<sub>3</sub>OH حسب المعادلة الكيميائية الحرارية الموزونة التالية :



مع العلم أن الكتلة المولية للميثانول هي : ( CH<sub>3</sub>OH = 32.043 g / mol ) ؟

١/ كتابة المعادلة الكيميائية الحرارية الموزونة وتحديد مكان الحرارة



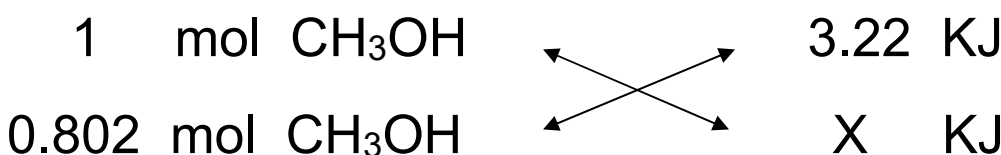
$$n = \frac{m}{Mw}$$

٢/ تحويل كتلة المادة ( إن وجدت ) إلى مولات باستخدام القانون التالي :

$$n = \frac{m}{Mw}$$

$$n = \frac{25.7}{32.043} = 0.802 \text{ mol}$$

٣/ نحسب كمية الحرارة اللازمة من خلال المعادلة السابقة :



بما أن  
إذا

$$X = \frac{0.802 \times 3.22}{1} = 2.582 \text{ KJ}$$

موضوع الدرس : حساب التغير في المحتوى الحراري ( ١ )

ملاحظة هامة // يمكن حساب التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$

للتفاعلات الكيميائية باستعمال قانون هس

قانون هس : تغير الطاقة في تفاعل كيميائي يساوي مجموع التغيرات في طاقة التفاعلات الفردية المكونة له .

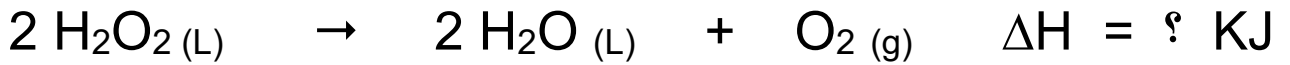
ملاحظة هامة // عندما يستخدم قانون هس يجب مراعاة ما يلي :

١/ إذا عكست معادلة التفاعل فإن قيمة  $\Delta H$  يجب أن تعكس إشارتها .

٢/ إذا ضربت أو قسمت معادلة التفاعل برقم فإن قيمة  $\Delta H$  يجب أن

تضرب أو تقسم على نفس الرقم .

مثال ١ : أوجد قيمة طاقة التفاعل (  $\Delta H$  ) للتفاعل أدناه :



مستعينًا بالتفاعلات الآتية :



للحصول على معادلة التفاعل : نقوم بعملية جمع

( معادلة التفاعل a + معكوس معادلة التفاعل b ومضروب في العدد 2 )

للحصول على طاقة التفاعل  $\Delta H$  :

$$\Delta H = \Delta H_1 + 2 \times (- \Delta H_2)$$

$$\Delta H = -572 + 2 \times (+ 188)$$

$$\Delta H = -196 \text{ KJ}$$

موضوع الدرس : حساب التغير في المحتوى الحراري ( ٢ )

حرارة التكوين القياسية (  $\Delta H_f^\circ$  ) :

هي التغير في المحتوى الحراري الذي يرافق تكوين مول واحد من المركب في الظروف القياسية من عناصره في حالاتها القياسية ( حالاتها الطبيعية ) .

ملاحظة / الظروف القياسية هي : (الضغط 1 atm - درجة الحرارة  $25^\circ\text{C}$  ( 298K ) )

القانون المستخدم في حساب حرارة التفاعل القياسية (  $\Delta H_{rxn}^\circ$  ) :

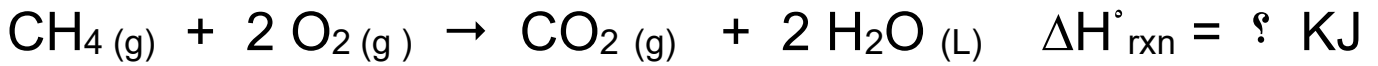
$$\Delta H_{rxn}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{النواتج}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{المتفاعلات})$$

حرارة التكوين القياسية      حرارة التكوين القياسية

مجموع الحدود      مجموع الحدود

حرارة التفاعل القياسية

مثال ١ : أوجد حرارة التفاعل القياسية  $\Delta H_{rxn}^\circ$  للتفاعل التالي :



باستعمال حرارة التكوين القياسية (  $\Delta H_f^\circ$  ) التالية :

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = - 394 \text{ KJ} \quad , \quad \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = - 286 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{CH}_4 = - 75 \text{ KJ} \quad , \quad \Delta H_f^\circ \text{O}_2 = 0 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{النواتج}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{المتفاعلات})$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = [(1 \times \Delta H_f^\circ \text{CO}_2) + (2 \times \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O})] - [(1 \times \Delta H_f^\circ \text{CH}_4) + (2 \times \Delta H_f^\circ \text{O}_2)]$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = [(1 \times - 394) + (2 \times - 286)] - [(1 \times - 75) + (2 \times 0)]$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = [ - 966 ] - [ - 75 ]$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = - 891 \text{ KJ}$$

مراجعة على الفصل الثاني // الطاقة و التغيرات الكيميائية

{ انظر للكتاب } ←

## مقدمة الفصل الثالث // سرعة التفاعلات الكيميائية

الفكرة العامة :

لكل تفاعل كيميائي سرعة محددة يمكن زيادتها أو إبطاؤها  
بتغيير ظروف التفاعل .

الأفكار الرئيسية :

١/ نظرية التصادم هي المفتاح لفهم الاختلاف في سرعة التفاعلات .

٢/ تؤثر عوامل كثيرة في سرعة التفاعلات الكيميائية منها :

طبيعة المواد المتفاعلة

والتركيز

و درجة الحرارة

و مساحة السطح

و المحفزات

و المثبطات .

٣/ قانون سرعة التفاعل عبارة عن علاقة رياضية ( يمكن تحديدها بالتجربة )

تربط بين سرعة التفاعل وتركيز المادة المتفاعلة .

تجربة استهلالية :

كيف يمكن زيادة سرعة التفاعل ؟

موضوع الدرس : نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي ( ١ )

ملاحظة هامة // عند حدوث أي تفاعل كيميائي فإن تركيز المواد المتفاعلة يقل وتركيز المواد الناتجة يزيد .

سرعة التفاعل الكيميائي :

هو التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن .

القانون المستخدم في حساب متوسط سرعة التفاعل الكيميائي :

$$\text{Rate} = - \frac{\Delta [\text{Reactants}]}{\Delta (\text{Time})} = + \frac{\Delta [\text{Products}]}{\Delta (\text{Time})}$$

التغير في تركيز المواد الناتجة ( M ) أو ( mol / L )  
التغير في تركيز المواد المتفاعلة ( M ) أو ( mol / L )  
متوسط سرعة التفاعل الكيميائي ( M / s ) أو ( mol / L . s )

التغير في الزمن ( s ) يزيد  
التغير في الزمن ( s ) يقل

مثال ١ : إذا علمت أن تركيز كلوريد البيوتيل  $C_4H_9Cl$  في بداية تفاعله مع الماء يساوي 0.22 M ثم أصبح 0.1 M بعد مرور أربعة ثوان 4 s على التفاعل ،

احسب متوسط سرعة التفاعل خلال هذه الفترة بوحدة ( mol / L . s ) ؟

$$\text{Rate} = - \frac{\Delta [ C_4H_9Cl ]}{\Delta (\text{Time})} = - \frac{0.1 - 0.22}{4 - 0} = - \frac{-0.12}{4}$$

= + 0.03 ( mol / L . s )

ملاحظة / متوسط سرعة التفاعل الكيميائي تقاس بوحدة

( M / s ) أو ( mol / L . s ) أو ( mol / L . min )  
ثانية مولار ثانية لتر ثانية مول ثانية لتر ثانية مول

وتكون قيمتها دائماً موجبة .



موضوع الدرس : نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي ( ٢ )

ملاحظة هامة //



يمكن حساب متوسط سرعة التفاعل السابق باستخدام أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة

مع العلم أن : مواد متفاعلة  $\rightarrow$  A , B

مواد ناتجة  $\rightarrow$  C , D

معاملات  $\rightarrow$  a , b , c , d

$$\text{Rate} = - \frac{1}{a} \times \frac{\Delta [ A ]}{\Delta ( \text{Time} )} = - \frac{1}{b} \times \frac{\Delta [ B ]}{\Delta ( \text{Time} )}$$

$$\text{Rate} = + \frac{1}{c} \times \frac{\Delta [ C ]}{\Delta ( \text{Time} )} = + \frac{1}{d} \times \frac{\Delta [ D ]}{\Delta ( \text{Time} )}$$

مثال ١ : حسب التفاعل التالي :  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2 HCl$

احسب متوسط سرعة التفاعل بوحدة ( mol / L . s ) حسب المعلومات التالية :

[ H <sub>2</sub> ]	[ Cl <sub>2</sub> ]	[ HCl ]	الزمن
0.03	0.05	0	0 s
0.02	0.04	0.02	4 s

$$\text{Rate} = - \frac{1}{1} \times \frac{\Delta [ H_2 ]}{\Delta ( \text{Time} )} = - \frac{1}{1} \times \frac{0.02 - 0.03}{4 - 0} = -1 \times \frac{-0.01}{4} = 2.5 \times 10^{-3}$$

$$\text{Rate} = - \frac{1}{1} \times \frac{\Delta [ Cl_2 ]}{\Delta ( \text{Time} )} = - \frac{1}{1} \times \frac{0.04 - 0.05}{4 - 0} = -1 \times \frac{-0.01}{4} = 2.5 \times 10^{-3}$$

$$\text{Rate} = + \frac{1}{2} \times \frac{\Delta [ HCl ]}{\Delta ( \text{Time} )} = + \frac{1}{2} \times \frac{0.02 - 0}{4 - 0} = + \frac{1}{2} \times \frac{0.02}{4} = 2.5 \times 10^{-3}$$

موضوع الدرس : نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي ( ٣ )

نظرية التصادم :

تنص على وجوب اصطدام ( الجزيئات و الذرات و الأيونات ) لحدوث التفاعل .  
فروض نظرية التصادم :

- ١/ يجب أن تتصادم ( جزيئات أو ذرات أو أيونات ) المواد المتفاعلة .
- ٢/ يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة في الاتجاه الصحيح .
- ٣/ يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة بطاقة كافية لتكون المعقد المُنشط .

ملاحظة /

ليس من الضروري أن يؤدي كل تصادم إلى حدوث تفاعل كيميائي فهناك تصادمات غير مثمرة و تصادمات مثمرة .

أنواع التصادمات :

- أ/ تصادم مثمر : هو التصادم الذي ينتج عنه تفاعل كيميائي .
- ب/ تصادم غير مثمر : هو التصادم الذي لا ينتج عنه تفاعل كيميائي .

شروط حدوث التصادم المثمر :

- ١- أن تكون الجسيمات ( جزيئات أو ذرات أو أيونات ) المتصادمة في اتجاه مناسب لحظة التصادم .
- ٢- أن تتوفر الطاقة الكافية ( طاقة التنشيط  $E_a$  ) لتكوين المعقد المُنشط وإحداث التفاعل .

موضوع الدرس : نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي ( ٤ )

نظرية الحالة الانتقالية ( المعقد المُنشط ) :

هي مجموعة من الذرات فترة بقائها معًا قصيرة جدًا قد ينتج عنها النواتج أو قد تعود إلى صورة المتفاعلات .

طاقة التنشيط (  $E_a$  ) :

هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل .

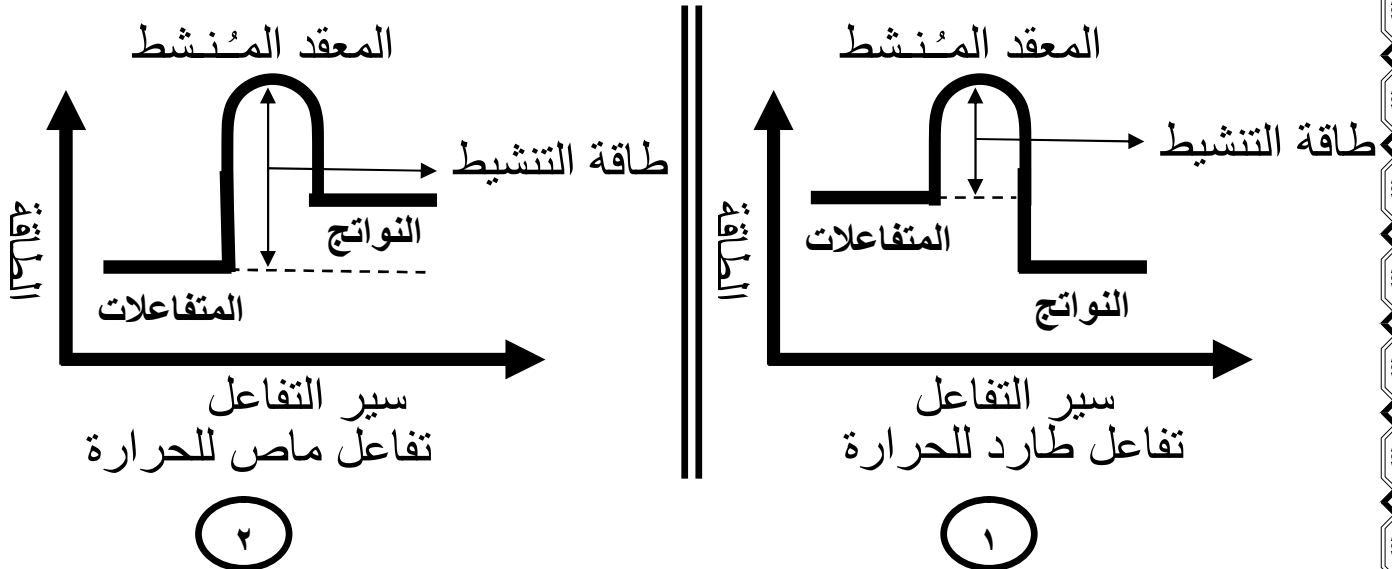
مثل : شخص يقوم بدفع عربة ثقيلة إلى قمة التل

ملاحظة هامة // توجد علاقة عكسية بين سرعة التفاعل و طاقة التنشيط  $E_a$

مميزات المعقد المُنشط :

١/ مركب غير ثابت
٢/ طاقته دائمًا أعلى من طاقة المواد المتفاعلة والناجمة
٣/ تركيبه وسطي بين المواد المتفاعلة والناجمة
٤/ يمكن أن يتحول المعقد المُنشط إلى مواد ناتجة أو يعود على صورة مواد متفاعلة

مخطط الطاقة :



موضوع الدرس : العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي ( ١ )

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي :

١/ طبيعة المواد المتفاعلة

٢/ التركيز

٣/ درجة الحرارة

٤/ مساحة السطح

٥/ المحفزات

٦/ المثبطات

أولاً : طبيعة المواد المتفاعلة :

تعتمد سرعة التفاعل على نشاط المواد المتفاعلة بحيث تكون المواد ذات النشاط

الأعلى تحت ظروف معينه هي الأسرع في التفاعل .

مثل: تفاعل الخارصين مع نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس مع نترات الفضة

لأن الخارصين أنشط كيميائياً من النحاس .

ملاحظات هامة //

١/ توجد علاقة طردية بين سرعة التفاعل و النشاط الكيميائي للمواد المتفاعلة

٢/ توجد علاقة عكسية بين سرعة التفاعل و حجم الجسيمات للمواد المتفاعلة

ثانياً : التركيز :

توجد علاقة طردية بين سرعة التفاعل والتركيز .

ملاحظة / التركيز  $\alpha$  عدد الجسيمات  $\alpha$  عدد التصادمات  $\alpha$  سرعة التفاعل

مثل : لعبة السيارات الكهربائية في مدينة الألعاب الترفيهية

ثالثاً : درجة الحرارة :

توجد علاقة طردية بين سرعة التفاعل ودرجة الحرارة .

ملاحظة / درجة الحرارة  $\alpha$  متوسط الطاقة الحركية  $\alpha$  عدد التصادمات  $\alpha$  سرعة التفاعل

مثل : سرعة فساد الأطعمة يعتمد على درجة الحرارة .

موضوع الدرس : العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي ( ٢ )

رابعًا : مساحة السطح :

زيادة مساحة سطح التماس بين المواد المتفاعلة يزيد من سرعة التفاعل

ملاحظة / مساحة السطح  $\alpha$  عدد التصادمات  $\alpha$  سرعة التفاعل

مثل : تفاعل مسحوق من الخارصين مع حمض الهيدروكلوريك أسرع من

تفاعل قطع صلبة من الخارصين مع حمض الهيدروكلوريك .

خامسًا : المحفزات :

المحفز : هو مادة كيميائية تضاف إلى التفاعل الكيميائي فتزيد من سرعته دون

أن تتأثر كيميائيًا .

مثل : الإنزيمات -  $MnO_2$

ملاحظات هامة //

١/ توجد علاقة طردية بين سرعة التفاعل و المحفز لأنها تقلل من طاقة التنشيط

٢/ توجد علاقة عكسية بين سرعة التفاعل و طاقة التنشيط (  $E_a$  )

أهمية المحفزات :

تستخدم المحفزات بشكل كبير في الصناعات التحويلية .

سادسًا : المثبطات :

المثبط : هو مادة تؤدي إلى إبطاء سرعة التفاعل .

مثل : المواد الحافظة ( المواد المضادة للأكسدة ) وتستخدم في صناعة الغذاء

لأنها تعطي فترة صلاحية أطول للغذاء .

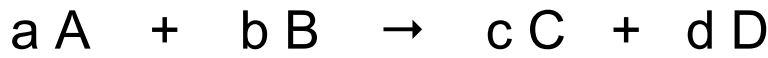
ملاحظة / توجد علاقة عكسية بين سرعة التفاعل و المثبط .

## موضوع الدرس : قوانين سرعة التفاعل الكيميائي ( ١ )

ملاحظة هامة // قانون سرعة التفاعل يختلف من تفاعل كيميائي إلى آخر  
قانون سرعة التفاعل :

هو حاصل ضرب ثابت سرعة التفاعل في تراكيز المواد المتفاعلة كل منها مرفوع  
للأس ( الرتبة ) التي يتم تحديدها تجريبياً .

مثال : إذا كان لدينا التفاعل التالي يمر بخطوة واحدة :



فإن قانون سرعة التفاعل هو :

رتبة التفاعل للمادة B رتبة التفاعل للمادة A

$$R = k \times [A]^a \times [B]^b$$

سرعة التفاعل

ثابت سرعة التفاعل

تركيز المادة A

تركيز المادة B

ثابت سرعة التفاعل ( k ) :

هي قيمة عددية تربط بين تركيز المواد المتفاعلة وسرعة التفاعل

عند درجة حرارة معينة .

رتبة التفاعل :

هو الرقم العلوي الذي يمثل الأس للمادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل .

ملاحظات هامة //

١/ يتم معرفة كلاً من (الرتبة - ثابت سرعة التفاعل) من خلال التجربة الكيميائية

٢/ توجد علاقة طردية بين K و R

الرتبة الكلية للتفاعل :

هو حاصل جمع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل .

موضوع الدرس : قوانين سرعة التفاعل الكيميائي ( ٢ )

مثال ١ : حسب التفاعل التالي :  $a A + b B \rightarrow c C$

وهذا التفاعل يمر بخطوة واحدة فقط ، فاكتب قانون سرعة التفاعل إذا كانت

رتبة التفاعل للمادة A من الرتبة الأولى ورتبة التفاعل للمادة B من الرتبة الثانية ؟

$$R = k \times [A]^1 \times [B]^2$$

$$\text{الرتبة الكلية للتفاعل} = (1 + 2) = 3$$

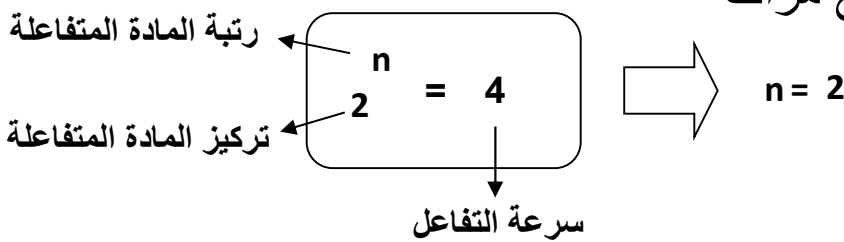
مثال ٢ : البيانات التالية تمثل التفاعل :  $AB \rightarrow A + B$

المحاولة	التركيز الابتدائي [ AB ] ( M )	السرعة الابتدائية ( mol / L . s )
1	$2 \times 10^{-3}$	$2.70 \times 10^{-11}$
2	$4 \times 10^{-3}$	$10.8 \times 10^{-11}$
3	$8 \times 10^{-3}$	????????????????

حدد قانون سرعة التفاعل ، ثم أكمل الفراغ في الجدول ؟

ملاحظة / بدراسة المحاولتين 1 و 2 تؤدي مضاعفة تركيز [ AB ] إلى

زيادة سرعة التفاعل بمقدار أربع مرات



إذاً قانون سرعة التفاعل هو :  $R = k \times [AB]^2$  قانون سرعة التفاعل

نحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل ( K ) :

$$K = \frac{R}{[AB]^2} \Rightarrow K = \frac{2.70 \times 10^{-11}}{(2 \times 10^{-3})^2} \Rightarrow K = 6.75 \times 10^{-6} \text{ L / mol . s}$$

نحسب السرعة الموجودة في الجدول :

$$R = k \times [AB]^2 = 6.75 \times 10^{-6} \times (8 \times 10^{-3})^2 = 4.32 \times 10^{-10}$$

مراجعة على الفصل الثالث // سرعة التفاعلات الكيميائية

{ انظر للكتاب } ←



## مقدمة الفصل الرابع // الاتزان الكيميائي

الفكرة العامة :

يصل الكثير من التفاعلات إلى حالة من الاتزان الكيميائي ، حيث تتكون كل من المواد المتفاعلة والنواتجة بسرعات متساوية .

الأفكار الرئيسية :

١/ يوصف الاتزان الكيميائي بتعبير ثابت الاتزان الذي يعتمد على تراكيز المواد المتفاعلة والنواتجة .

٢/ عندما تطرأ تغيرات في نظام متزن يزاح إلى موضع اتزان جديد .

٣/ يمكن استعمال تعبير ثابت الاتزان في حساب تراكيز المواد في التفاعل وذوبانيتها .

تجربة استهلالية :

ما التساوي في الاتزان ؟

موضوع الدرس : حالة الاتزان الديناميكي ( ١ )

أقسام التفاعلات من حيث مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج :

١/ التفاعلات التامة ( التفاعلات غير العكسية ) :

هي التفاعلات التي تحدث في اتجاه واحد ( الاتجاه الأمامي فقط ) .

ملاحظة / التفاعلات التامة يحدث فيها استهلاك تام للمواد المتفاعلة

مثل : تفاعل حرق الميثان  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

٢/ التفاعلات غير التامة ( التفاعلات العكسية ) :

هي التفاعلات التي تحدث في الاتجاهين الأمامي والخلفي .

ملاحظة / التفاعلات غير التامة يحدث فيها استهلاك جزئي للمواد المتفاعلة

مثل : تفاعل تحضير الأمونيا  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

الاتزان الكيميائي :

هي حالة التفاعل التي تكون عندها سرعة التفاعل الأمامي والخلفي متساويتان .

مثل :  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

١- تفاعل النيتروجين مع الهيدروجين لإنتاج الأمونيا يسمى تفاعل أمامي

٢- تفاعل تحلل الأمونيا إلى هيدروجين ونيتروجين يسمى تفاعل خلفي

ملاحظة هامة //

في حالة الاتزان الكيميائي تكون سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل الخلفي

وتكون تراكيز المواد المتفاعلة و الناتجة ثابتة

أمثلة على الاتزان من الحياة اليومية :

لعبة شد الحبل – الوقوف على اليدين – ركوب الدراجة .

الطبيعة الديناميكية للاتزان : انظر للكتاب

## موضوع الدرس : حالة الاتزان الديناميكي ( ٢ )

قانون الاتزان الكيميائي :

ينص على أنه عند درجة حرارة معينة يمكن للتفاعل الكيميائي أن يصل إلى حالة تصبح فيها نسب تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة .

معادلة التفاعل العامة لتفاعل في حالة اتزان :



ثابت الاتزان (  $K_{eq}$  ) :

هو القيمة العددية لنسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة ويرفع كل تركيز إلى أس مساوياً للمعامل الخاص به في المعادلة الكيميائية الموزونة .

مثال : اكتب تعبير ثابت الاتزان للتفاعل التالي :



$$K_{eq} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b} \quad \Leftrightarrow \text{تعبير ثابت الاتزان } (K_{eq})$$

[D] و [C]  $\Leftrightarrow$  تمثل تراكيز المواد الناتجة بالمولارية [ M أو mol / L ]

[A] و [B]  $\Leftrightarrow$  تمثل تراكيز المواد المتفاعلة بالمولارية [ M أو mol / L ]

a و b و c و d  $\Leftrightarrow$  تمثل معاملات المعادلة الكيميائية الموزونة

أنواع الاتزان الكيميائي :

١/ الاتزان المتجانس      ٢/ الاتزان غير المتجانس

ملاحظة هامة // تراكيز المواد السائلة و تراكيز المواد الصلبة لا تدخل في

تعبير ثابت الاتزان لأنها مواد نقية ولها تركيز ثابت

## موضوع الدرس : حالة الاتزان الديناميكي ( ٣ )

أولاً : الاتزان المتجانس :

هي حالة اتزان تكون فيها المواد المتفاعلة والنواتجة في الحالة الفيزيائية نفسها .

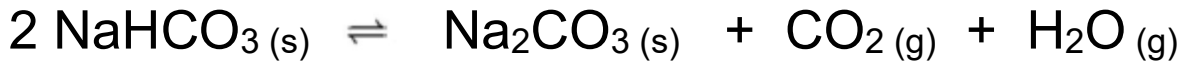
مثل : ( جميع المواد في الحالة الغازية )  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]} \quad \Leftrightarrow \text{تعبير ثابت الاتزان } (K_{eq})$$

ثانياً : الاتزان غير المتجانس :

هي حالة اتزان تكون فيها المواد المتفاعلة والنواتجة في حالات فيزيائية مختلفة .

مثل : ( المواد في حالات فيزيائية مختلفة )



$$K_{eq} = [CO_2] \times [H_2O] \quad \Leftrightarrow \text{تعبير ثابت الاتزان } (K_{eq})$$

خواص الاتزان ( شروط حالة الاتزان ) :

١/ أن يتم التفاعل في نظام مغلق

٢/ أن تبقى درجة الحرارة ثابتة

٣/ أن تتواجد جميع المواد المتفاعلة والنواتجة في نفس الوعاء

٤/ الاتزان ديناميكي وليس ساكنًا (أي تستمر المتفاعلات في إنتاج النواتج والعكس)

مثال<sup>١</sup>: حسب التفاعل التالي :  $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$

احسب قيمة ثابت الاتزان  $(K_{eq})$  إذا علمت أن تراكيز المواد عند أحد مواضع الاتزان هي:

$[NH_3] = 0.933 \text{ mol / L}$  ،  $[N_2] = 0.533 \text{ mol / L}$  ،  $[H_2] = 1.6 \text{ mol / L}$

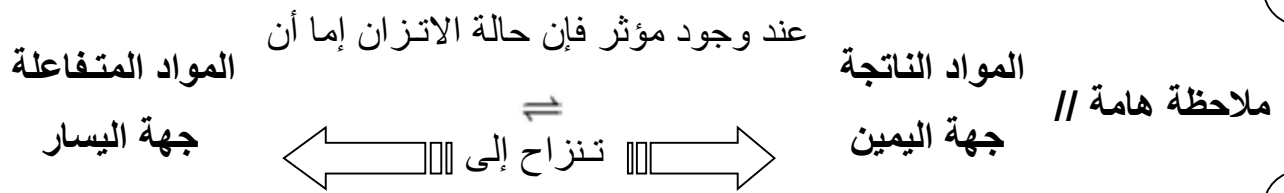
$$K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3} = \frac{(0.933)^2}{(0.533) \times (1.6)^3} = 0.399$$

## موضوع الدرس : العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي ( ١ )

مبدأ لوتشاتلييه :

إذا بذل جهد على نظام في حالة اتزان فإن ذلك يؤدي إلى إزاحة النظام في اتجاه يخفف أثر هذا الجهد .

الجهد : هو أي تغيير يؤثر في اتزان نظام معين .



العوامل المؤثرة في حالة الاتزان الكيميائي :

١/ التركيز ٢/ الضغط ٣/ الحجم ٤/ درجة الحرارة ٥/ المواد الحافزة

أولاً : أثر التغير في التركيز على حالة الاتزان :

العامل المؤثر	حالة الاتزان
زيادة تركيز المواد المتفاعلة ☺	يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين
زيادة تركيز المواد الناتجة ☹	يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار
نقص تركيز المواد المتفاعلة ☹	يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار
نقص تركيز المواد الناتجة ☺	يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين

مثال ١ : حسب التفاعل التالي :  $\text{CO (g)} + 3 \text{H}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4 \text{(g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$

بين أثر التغيرات التالية على حالة الاتزان :

١/ زيادة كمية ( تركيز )  $\text{H}_2$  ٢/ نقص كمية ( تركيز )  $\text{CH}_4$  ؟

العامل المؤثر	حالة الاتزان
١/ زيادة كمية ( تركيز ) $\text{H}_2$	يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين ( يزيد تركيز المواد الناتجة )
٢/ نقص كمية ( تركيز ) $\text{CH}_4$	يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين ( يزيد تركيز المواد الناتجة )

موضوع الدرس : العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي ( ٢ )

ثانيًا : أثر التغير في الضغط على حالة الاتزان : تنقسم إلى :

١/ أثر الضغط على التفاعل الذي يكون فيه

عدد مولات المواد المتفاعلة

=

عدد مولات المواد الناتجة

مثال ١ : حسب التفاعل التالي :  $\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{NO (g)}$

ما أثر زيادة أو نقص الضغط على حالة الاتزان ؟

$$\Delta n = 2 - 2 = 0$$

نحسب  $\Delta n$  ←

زيادة أو نقص الضغط لا تؤثر على حالة الاتزان

٢/ أثر الضغط على التفاعل الذي يكون فيه

عدد مولات المواد المتفاعلة

أكبر من <

عدد مولات المواد الناتجة

مثال ٢ : حسب التفاعل التالي :  $2 \text{NH}_3 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2 \text{(g)} + 3 \text{H}_2 \text{(g)}$

ما أثر زيادة أو نقص الضغط على حالة الاتزان ؟

$$\Delta n = 4 - 2 = 2$$

نحسب  $\Delta n$  ←

زيادة الضغط يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار ( زيادة المواد المتفاعلة )

نقص الضغط يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين ( زيادة المواد الناتجة )

٣/ أثر الضغط على التفاعل الذي يكون فيه

عدد مولات المواد المتفاعلة

> أصغر من

عدد مولات المواد الناتجة

مثال ٣ : حسب التفاعل التالي :  $2 \text{SO}_2 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 \text{(g)}$

ما أثر زيادة أو نقص الضغط على حالة الاتزان ؟

$$\Delta n = 2 - 3 = -1$$

نحسب  $\Delta n$  ←

زيادة الضغط يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين والعكس صحيح

## موضوع الدرس : العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي ( ٣ )

ثالثًا : أثر التغير في الحجم على حالة الاتزان :

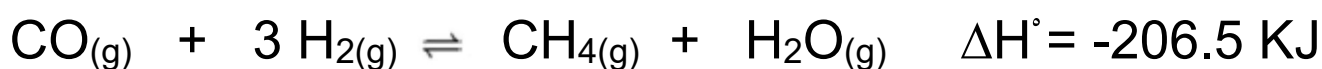
حالة الاتزان	العامل المؤثر
يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو عدد المولات الأكثر	▲زيادة الحجم ( نقص الضغط )
يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو عدد المولات الأقل	▼نقص الحجم ( زيادة الضغط )

ملاحظة هامة // توجد علاقة عكسية بين الحجم والضغط

رابعًا : أثر التغير في درجة الحرارة على حالة الاتزان :

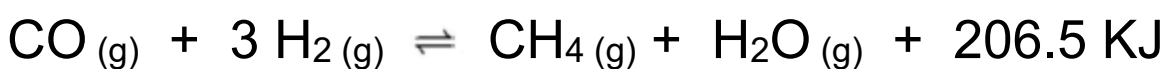
حالة الاتزان	العامل المؤثر	نوع التفاعل
يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار	↓زيادة درجة الحرارة	١ / طارد للحرارة
يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين	↓انقص درجة الحرارة	( $\Delta H^\circ = -$ )
يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين	↑↑زيادة درجة الحرارة	٢ / ماص للحرارة
يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار	↑↑نقص درجة الحرارة	( $\Delta H^\circ = +$ )

مثال ١ : حسب التفاعل التالي :



ما أثر زيادة أو نقص درجة الحرارة على حالة الاتزان ؟

التفاعل طارد للحرارة لأن (  $\Delta H^\circ = -$  ) لذلك تكتب الحرارة كمادة ناتجة



زيادة درجة الحرارة يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار

نقص درجة الحرارة يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليمين

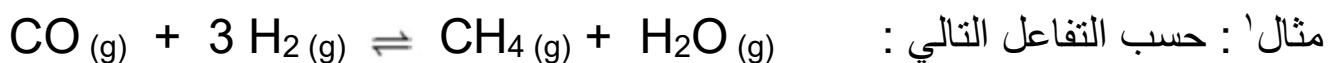
خامسًا : أثر المواد الحافزة على حالة الاتزان :

المواد الحافزة تزيد من سرعة التفاعل الأمامي وسرعة التفاعل الخلفي

في نفس الوقت لذلك لا تؤثر على حالة الاتزان

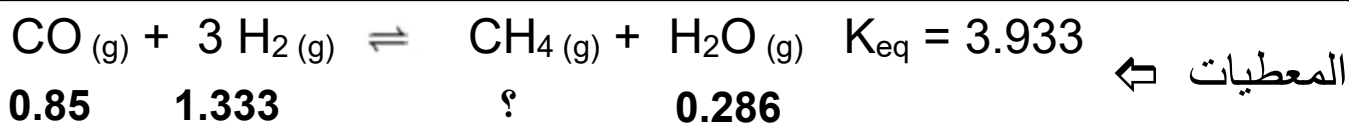
## موضوع الدرس : استعمال ثوابت الاتزان ( ١ )

حساب التراكيز عند الاتزان :



أوجد تركيز  $[\text{CH}_4]$  عند الاتزان ، إذا كان قيمة ثابت الاتزان تساوي  $K_{\text{eq}} = 3.933$  وتراكيز المواد المتبقية في التفاعل بوحدة ( mol / L ) كالتالي :

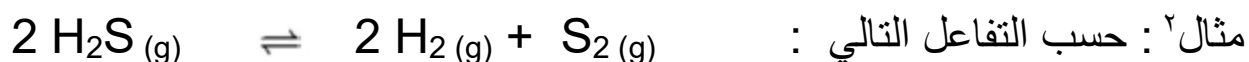
$$? \quad [\text{CO}] = 0.85 \quad , \quad [\text{H}_2] = 1.333 \quad , \quad [\text{H}_2\text{O}] = 0.286$$



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{CH}_4] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}] \times [\text{H}_2]^3} \quad \leftarrow \text{تعبير ثابت الاتزان } K_{\text{eq}}$$

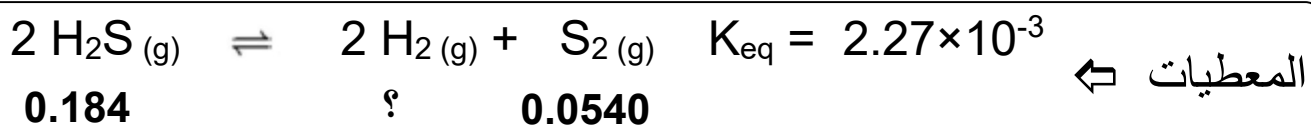
نحسب تركيز  $[\text{CH}_4]$   $\leftarrow$

$$[\text{CH}_4] = \frac{K_{\text{eq}} \times [\text{CO}] \times [\text{H}_2]^3}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{3.933 \times (0.85) \times (1.333)^3}{(0.286)}$$
$$[\text{CH}_4] = 27.7 \text{ mol / L}$$



أوجد تركيز  $[\text{H}_2]$  عند الاتزان ، إذا كان قيمة ثابت الاتزان تساوي  $K_{\text{eq}} = 2.27 \times 10^{-3}$

وتراكيز المواد المتبقية في التفاعل بوحدة ( mol / L ) كالتالي :  $[\text{H}_2\text{S}] = 0.184$  ،  $[\text{S}_2] = 0.0540$



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_2]^2 \times [\text{S}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]^2} \quad \leftarrow \text{تعبير ثابت الاتزان } K_{\text{eq}}$$

نحسب تركيز  $[\text{H}_2]$   $\leftarrow$

$$[\text{H}_2]^2 = \frac{K_{\text{eq}} \times [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{S}_2]} = \frac{2.27 \times 10^{-3} \times (0.184)^2}{(0.0540)} = 1.423 \times 10^{-3}$$
$$[\text{H}_2] = \sqrt{1.423 \times 10^{-3}} = 0.0377 \text{ mol / L}$$

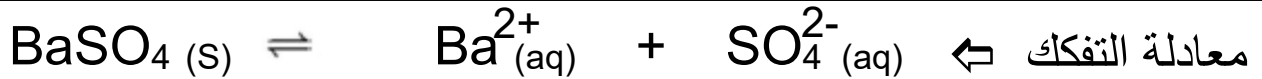


موضوع الدرس : استعمال ثوابت الاتزان ( ٢ )

ثابت حاصل الذائبية (  $K_{sp}$  ) :

هو ناتج ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية الموزونة .

طريقة كتابة تعبير ثابت حاصل الذائبية (  $K_{sp}$  ) وعلاقتها مع الذائبية (  $s$  ) لمركب كبريتات الباريوم الذائبة في الماء :



$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] \quad \leftarrow \text{تعبير ثابت حاصل الذائبية ( } K_{sp} \text{ )}$$

ملاحظة  $\leftarrow$   $[\text{Ba}^{2+}]$  تعني ذائبية أيونات الباريوم في الماء ويرمز لها بـ  $s$  ووحدتها  $\text{mol / L}$   
 $[\text{SO}_4^{2-}]$  تعني ذائبية أيونات الكبريتات في الماء ويرمز لها بـ  $s$  ووحدتها  $\text{mol / L}$

$$K_{sp} = s \times s = s^2 \quad \leftarrow \text{العلاقة بين ( } K_{sp} \text{ ) و ( } s \text{ )}$$

ملاحظة / ماذا تعني العبارة التالية :  $K_{sp}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \times 10^{-10}$

أي أن كل  $1.1 \times 10^{-10} \text{ mol}$  من  $\text{BaSO}_4$  تذوب في  $1 \text{ L}$  من الماء النقي

مثال<sup>١</sup>: احسب ذائبية كربونات النحاس الثنائي  $\text{CuCO}_3$  بوحدة (  $\text{mol / L}$  )

علمًا بأن ثابت حاصل الذائبية يساوي  $K_{sp}(\text{CuCO}_3) = 2.5 \times 10^{-10}$  ؟



$$K_{sp} = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}] \quad \leftarrow \text{تعبير ثابت حاصل الذائبية ( } K_{sp} \text{ )}$$

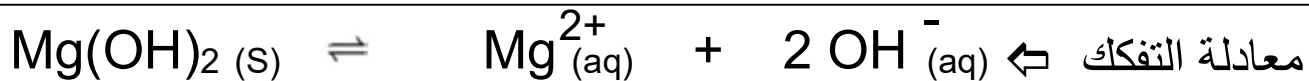
$$K_{sp} = s \times s = s^2 \quad \leftarrow \text{العلاقة بين ( } K_{sp} \text{ ) و ( } s \text{ )}$$

$$2.5 \times 10^{-10} = s^2 \quad \leftarrow \text{نحسب الذائبية ( } s \text{ )}$$
$$\Rightarrow s = \sqrt{2.5 \times 10^{-10}} = 1.6 \times 10^{-5} \text{ mol / L}$$

### موضوع الدرس : استعمال ثوابت الاتزان ( ٣ )

مثال<sup>١</sup>: احسب تركيز أيون الهيدروكسيد  $[OH^-]$  في محلول هيدروكسيد الماغنسيوم

المشبع  $Mg(OH)_2$  عند 298k إذا علمت أن  $K_{sp}(Mg(OH)_2) = 5.6 \times 10^{-12}$  ؟



تعبير ثابت حاصل الذائبية ( $K_{sp}$ )  $\leftarrow K_{sp} = [Mg^{2+}] \times [OH^-]^2$

العلاقة بين ( $K_{sp}$ ) و ( $s$ )  $\leftarrow K_{sp} = s \times (2s)^2 = 4s^3$

$$5.6 \times 10^{-12} = 4s^3 \Rightarrow s^3 = \frac{5.6 \times 10^{-12}}{4} = 1.4 \times 10^{-12}$$

$$s = \sqrt[3]{1.4 \times 10^{-12}} = 1.1 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

نحسب تركيز  $[OH^-]$   $\leftarrow$

$$[OH^-] = 2s \Rightarrow [OH^-] = 2 \times 1.1 \times 10^{-4} = 2.2 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

الأيون المشترك : هو أيون مشترك بين اثنين أو أكثر من المركبات الأيونية .

تأثير الأيون المشترك : هو انخفاض الذوبانية بسبب وجود أيون مشترك .

مثال : حسب التفاعل التالي :  $BaSO_4 (s) \rightleftharpoons Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$

ما أثر إضافة محلول كبريتات الصوديوم  $Na_2SO_4$  على حالة الاتزان ؟

يوجد أيون مشترك وهو ( $SO_4^{2-}$ ) وذلك يؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار

( تقل أيونات الباريوم  $Ba^{2+}$  )

توقع الرواسب : انظر للكتاب

مراجعة على الفصل الرابع // الاتزان الكيميائي

{ انظر للكتاب } ←

وَالْحَمْدُ لِلَّهِ الَّذِي  
عَلَّمَكَ مَا لَمْ يَكُن تَعْلَمُ

إعداد المعلمة:

سمير حسين آل مطير