

الغازات ١٠١

تكون الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة خصائص فيزيائية متشابهة على الرغم من اختلاف بنيتها لذلك

فاقترح الكيميائيان بولتزمان و ماكسويل عام 1860م - كل منهما على حدة نموذجاً لتفسير خصائص الغازات ، وقد عرف هذا النموذج بنظرية الحركة الجزيئية

نظرية الحركة الجزيئية : سلوك المادة بالاعتماد على حركة جسيماتها .
ولقد وضع هذا النموذج عدة افتراضات حول حجم جسيمات الغاز وحركتها وطاقتها .

• حجم الجسيمات

تتكون الغازات من جسيمات ذات حجم صغير جداً مقارنة بمجموع الفراغات التي تفصل بينها ، كما أنها متباعدة ، لذلك تنعدم قوى التجاذب والتنافر فيما بينها .

• حركة الجسيمات

إن حركة جسيمات الغاز مستمرة وعشوائية ، وتتحرك في خط مستقيم حتى تصطدم بجسيمات أخرى أو بجدار الوعاء الذي توجد فيه ، وتعد التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة . وفي التصادم المرنة لا تفقد الطاقة الحركية ، ولكنها تنتقل بين الجسيمات المتصادمة .

• طاقة الجسيمات

ينتج عن حركة الجسيمات طاقة حركية يحددها عاملان هما: كتلة الجسيم، وسرعته. ويمكن

التعبير عن الطاقة الحركية للجسيم بالعلاقة الآتية: $KE = \frac{1}{2} mv^2$

درجة الحرارة: مقياس لتوسط الطاقة الحركية لجسيمات المادة

فكلما كان الجسم درجة حرارته ~~أقل~~ كانت سرعة الجسيمات أكبر
أعلى

خصائص الفازات

أولا - الكثافة المنخفضة:

سبب اختلاف الكثافة هو وجود فراغ كبير بين جزيئات الفاز

مثال: الاختلاف في الكتلة ذرات الذهب و جسيمات الكون

ثانيا - الانضغاط والتمدد:

بزيادة الضغط فإن الحجم يقل وذلك لأن المسافة بين الجزيئات كبيرة جدا، فعند الضغط

تبدأ الجزيئات بالتقارب. عند التوقف عن الضغط أو تقليله، فإن الجزيئات تبدأ بالتباعد

عن بعضها البعض، بفعل الحركة العشوائية والسريعة للجزيئات فيزداد الحجم ويعود إلى

وضعه الأصلي، مثال عليها: وسارة البولستر

ثالثاً - الانتشار والتدفق :

قوى التجاذب بين جسيمات الغاز تكاد تكون منعدمة . ولهذا تنتشر هذه الجسيمات بسهولة ، ويكون المكان الذي ينتشر فيه الغاز في كثير من الأحيان مسفولا بغاز آخر وتتسبب الحركة العشوائية لجسيمات الغازات باختلاط بعضها ببعض ، حتى يصبح توزيع الغازات المختلطة متساويا

- **والانتشار** : يصف حركة تداخل المواد معا ، مثال رائحة الطهو في المطبخ تنتشر في أنحاء المنزل وذلك بسبب انتشار جسيمات الغاز من منطقة ذات التركيز عال ، إلى منطقة ذات تركيز منخفض
- **التدفق** : هو عملية ذات صلة بالانتشار ويحدث التدفق عندما يخرج الغاز من خلال ثقب صغير مثل ثقب إطار سيارة أو بالون .

قانون جراهام ينص على أن معدل سرعة تدفق الغاز يتناسب تناسبا عكسيا مع الجذر التربيعي للكتلة المولية .

ملاحظة : تعتمد سرعة الانتشار بالدرجة الأولى على كتلة الجسيمات ؛ حيث تنتشر الجسيمات الخفيفة أسرع من الثقيلة عند درجة الحرارة نفسها .
قانون جراهام للمقارنة بين معدل انتشار غازين

$$\frac{\text{معدل انتشار A}}{\text{معدل انتشار B}} = \sqrt{\frac{\text{الكتلة المولية لـ B}}{\text{الكتلة المولية لـ A}}}$$

قانون جراهام :

$$\text{معدل التدفق } \alpha \frac{1}{\sqrt{\text{الكتلة المولية}}}$$

يتناسب معدل انتشار أو تدفق الغاز عكسياً مع الجذر التربيعي للكتلة المولية له .

الضغط: يعرف بأنه الفترة الواقعة على وحدة المساحة

ضغط الهواء :

يحيط بالكرة الأرضية طبقة الغلاف الجوي التي تمتد مئات الكيلومترات نحو الفضاء . ولما كانت جسيمات الهواء تتحرك في كل اتجاه فإنها تبذل ضغطا في كل الاتجاهات ، وهو ما يعرف بالضغط الجوي أو ضغط الهواء .

ويتفاوت هذا الضغط من مكان إلى آخر فوق سطح الأرض . ولأن تأثير الجاذبية في سطح الأرض كبير فإن جسيمات الهواء تكون كثيرة وقريبة من سطح الأرض ، بينما تقل كلما ارتفعنا إلى أعالي ؛ حيث يقل تأثير الجاذبية الأرضية هناك . ويكون عدد جسيمات الهواء فوق المرتفعات العالية أقل فيسبب ضغطا أقل من ضغط الأماكن المنخفضة ، حيث يكون تركيز جسيمات الهواء فيه أكبر . ولذلك فإن ضغط الهواء في الأماكن المرتفعة أقل مما هو عند مستوى سطح البحر ويبلغ الضغط الجوي عند سطح البحر كيلومرا لكل سنتيمتر مربع تقريبا .

قياس الضغط الجوي :

لقد كان عالم الفيزياء الإيطالي تورشاي (1608-1647م) أول من أثبت وجود ضغط

للحواء .

****** كثافة الزئبق أكبر من كثافة الماء أربع عشرة مرة تقريبا وبناء على تجربة تورشاي

يعرف الضغط الجوي بأنه وزن عمود من الزئبق طوله 76cm

أجهزة قياس الضغط

١- البارومتر :

يدعى الجهاز الذي صممه تورشاي البارومتر ، وهو أداة تستخدم لقياس الضغط الجوي .
وكما أوضح تورشاي ، فإن ارتفاع مستوى الزئبق في البارومتر عند سطح البحر يساوي
760 mm تقريباً . ويحدد ارتفاع الزئبق قوتين ، إحداهما الجاذبية الأرضية المؤثرة في
الزئبق بقوة ثابتة إلى أسفل ، والأخرى القوة المعارضة للجاذبية ، واتجاهها إلى أعلى .

٢- المانومتر :

المانومتر أداة تستخدم لقياس ضغط الغاز المحصور ، ويتكون من ورق متصل بأنبوب
على شكل U مملوء بالزئبق .

وحدات قياس الضغط

وحدة قياس الضغط هي باسكال (Pa) نسبة إلى العالم الرياضي والفيلسوف
الفرنسي باسكال (1923-1962م) . وقد اشتقت وحدة باسكال من وحدة قياس
القوة العالمية نيوتن (N) وتساوي وحدة باسكال
مقدار قوة واحد نيوتن لكل متر مربع ($1Pa = 1N / m^2$) .
و يسجل المهندسون الضغط على أنه عدد الأرطال لكل بوصة مربعة (psi)
و يسجل الضغط المقيس باستخدام البارومترات أو المانومترات
بالمحركات الزئبقية (mmHg)

ويصل متوسط ضغط الهواء عند سطح البحر

عند درجة حرارة 0°C إلى (101.3 kPa).

ويُسجل ضغط الهواء في العادة بوحدة قياس تعرف بالضغط الجوي (atm)

حيث يساوي 760 mm Hg أو torr 760 أو kPa 101.3

قانون رالتون للضغوط الجزئية:

وجد رالتون في أثناء دراسته لخصائص الغازات أن لكل غاز في خليط من الغازات ضغطاً خاصاً به

نص قانون رالتون للضغوط الجزئية: ينص على أن الضغط الكلي لخليط من الغاز يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة له.

وتعرف نسبة ضغط كل غاز من الضغط الكلي بالضغط الجزئي للغاز، ويعتمد الضغط الجزئي للغاز على عدد مولاته، وحجم الوعاء، ودرجة حرارة خليط الغازات، ولكنه لا يعتمد على نوع الغاز

قانون دالتون للضغوط الجزئية للغازات

P_{total} تمثل مجموع الضغوط (الضغط الكلي)

P_1 و P_2 و P_3 تمثل الضغوط الجزئية للغازات وحتى

الضغط الجزئي لآخر غاز في الخليط P_n



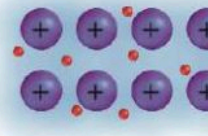
$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

لحساب الضغط الكلي لخليط الغازات أضف الضغوط الجزئية إلى كل الغازات معاً.

قوى التجاذب ١.٢

قوى التجاذب على نوعين

١- القوى الجزيئية (داخل الجزيئات): وهي القوى تربط بين جسيمات المادة

المقارنة بين قوى التجاذب داخل الجزيئات			الجدول 1-2
مثال	أسس التجاذب	التموذج	نوع الرابطة
NaCl	الشحنات السالبة والموجبة.		الأيونية
H ₂	النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة.		التساهمية
Fe	الأيونات الفلزية الموجبة والإلكترونات المتحركة.		الفلزية

٢- القوى بين الجزيئات: وهي قوى بينية تربط بين جسيمات المادة المتشابهة

الجدول 4-7	
نوع الرابطة	فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة
أيونية غالبًا	> 1.7
تساهمية قطبية	0.4 - 1.7
تساهمية غالبًا	< 0.4
تساهمية غير قطبية	0

تذكر ان جزيئات الاكسجين غير قطبية لان الالكتروناتها موزعة بالتساوي بين ذرتي
أكسجين ذات الكهروسالبية المتساوية

انواع القوى بين الجزيئات :

أولا - قوى التشتت : وهي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ بين الجزيئات غير القطبية.

وتنتج هذه القوى الضعيفة عن إزاحة مؤقتة في كثافة الإلكترونات في السحب الإلكترونية
وتعرف قوى التشتت أحيانا بقوى (لندن) ؛ نسبة إلى الفيزيائي الألماني الأمريكي فريتز
لندن الذي كان أول من وصف هذه القوى

التي تكونها: تذكر أن حركة الإلكترونات دائمة داخل السحب الإلكترونية. وعندما يقترب
جزيئان أحدهما من الآخر - ولا سيما عند تصادمهما - فإن السحب الإلكترونية لأحدهما
تتنافر مع السحب الإلكترونية للجزيء الآخر، فتصبح كثافة الإلكترونات حول كل نواة - ولو
لحظة - لكل سحابة إلكترونية أكبر في جهة عن الأخرى، فيشكل كل جزيء ثنائية قطبية مؤقتة.
وعند اقتراب ثنائيات الأقطاب المؤقتة بعضها من بعض تنشأ قوى تشتت ضعيفة بين
مناطق الشحنات المختلفة لثنائيات الأقطاب

تنشأ قوى التشتت بين الجسيمات كافة، ولكنها قوى ضعيفة بالنسبة إلى الجسيمات الصغيرة

عوامل زيادة قوة التشتت :

- ازدياد عدد الإلكترونات .

- ازدياد حجم الجسيم

- زيادة العدد الذري

تعريف الكهروسالبية: مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية

ثانيا - قوى ثنائية القطبية:

تحتوي الجزيئات القطبية على ثنائية قطبية دائمة، أي أن بعض المناطق في الجزيء القطبي تكون دائما سالبة جزئيا، وبعضها الآخر يكون موجبا جزئيا، مما يخلف تمازجا بين هاتين المنطقتين المختلفتي السحنة.

مثال: HCl مقارنة بين القوى الثنائية القطبية وقوى التشتت

قوى التشتت	القوى الثنائية القطبية	مجال المقارنة
تنشأ بين الجزيئات ذات القطبية المؤقتة	تنشأ بين الجزيئات ذات القطبية الدائمة	آلية تكونها
ضعيفة	قوية	قوة الرابطة

الروابط الهيدروجينية:

نوع خاص من القوى الثنائية القطبية، وتحدث بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة مع ذرة صغيرة ذات كهروسالبية كبيرة تحتوي على الأقل على زوج واحد من الإلكترونات غير الرابطة.

ولكي تكون الرابطة الهيدروجينية لا بد للهيدروجين أن يرتبط إما مع ذرة فلور أو أكسجين أو نيتروجين؛ حيث تكون كهروسالبية هذه الذرات كافية جعل ذرة الهيدروجين ذات شحنة جزئية موجبة، وتكون هذه الذرات في الوقت نفسه صغيرة بقدر كاف يسمح لأزواج الإلكترونات غير الرابطة فيها بالاقتراب من ذرات الهيدروجين

● ملاحظة: تفسر الرابطة الهيدروجينية سبب وجود الماء في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة، بينما تكون المركبات المشابهة للماء في كتلتها المولية في الحالة الغازية

ترتيب الروابط من الاقوى

١- الرابطة الهيدروجينية

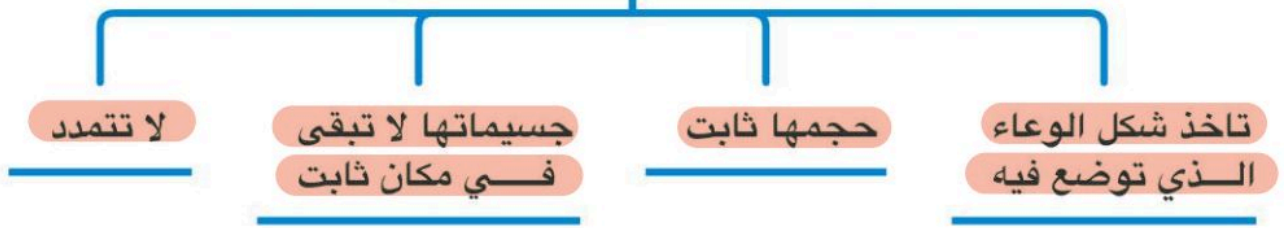
٢- التنايية القطبية

٣- قوى التشتت

المواد الصلبة والسائلة ٣.١

المواد السائلة

خصائص السوائل



الكثافة والضغط :

تكون السوائل أكثر كثافة من الغازات عند درجة حرارة 25°C وضغط جوي 1atm

• وكثافة السائل أكبر بكثير من انخمرتها عند الظروف الجوية نفسها
• ويعود ارتفاع كثافة السائل إلى القوى بين الجزيئية التي تربط الجسيمات معا

• ملاحظة عندما تكون درجة الحرارة نفسها للغاز والسائل فإن متوسط الطاقة الحركية لجسيماتهم نفسها.

الاختلافات بين السائل والغاز في الضغط :

• تختلف السوائل عن الغازات في أنها تعد غير قابلة للضغط في كثير من التطبيقات ،
• والتغير في حجمها صغير جدا؛ لأن جسيمات السائل مترابطة بإحكام بعكس الغاز ، ويتطلب الأمر ممارسة ضغط هائل عليه لتقليل حجمه مقداراً ضئيلاً جداً

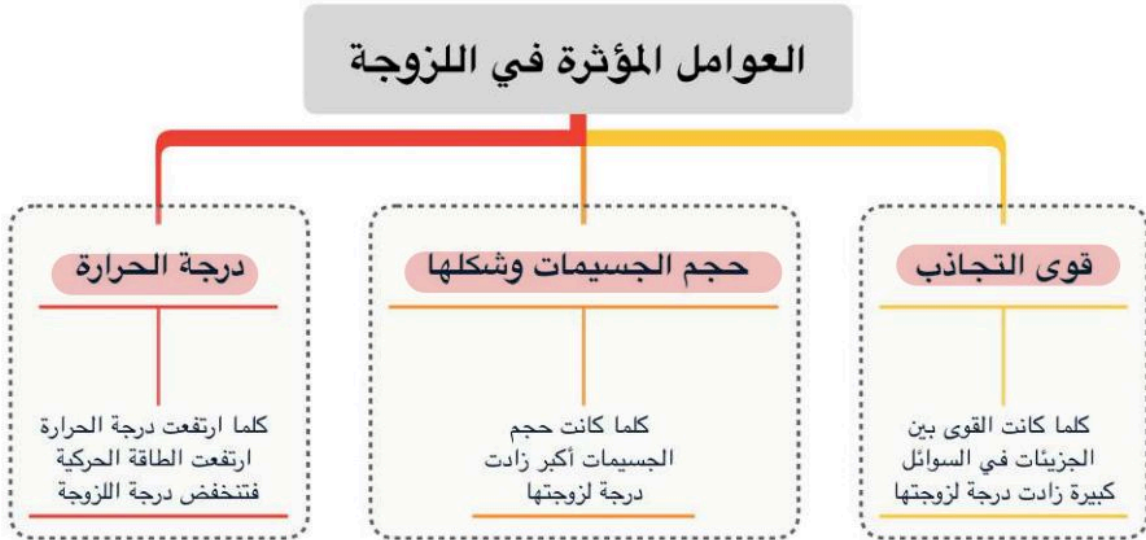
الميوعة:

تصنف الغازات والسوائل على أنها موائع؛ بسبب قابليتها للانتشار والانتشار، وتنتشر السوائل عادةً أبطأ من الغازات عند درجة الحرارة نفسها.

اللزوجة: هي مقياس مقاومة السائل للتدفق والانتشار.

حيث تكون جسيمات السائل قريبة بعضها من بعض، حتى أن قوى التجاذب بينها تبطل من حركتها عندما يتجاوز بعضها بعضاً.

يجب أن تعرف أنه ليست كل السوائل لزجة؛ فقد اكتشف العلماء عام 1937م ما يعرف بالميوعة الفائقة.



التوتر السطحي: هي الطاقة اللازمة لزيادة مساحة سطح السائل بمقدار معين.

ما سبب حدوثه؟ لكي يحدث التوتر السطحي يشترط وجود قوى قوية بين جسيمات السائل.

كما زار قوى التجاذب بين الجسيمات يزداد التوتر السطحي.

مثال: التوتر السطحي للماء عال، قطرة الماء تتخذ أشكالاً كروية.

عوامل خافضة للتوتر السطحي: هي المركبات التي تعمل على خفض التوتر السطحي للماء.

التماسك: قوة الترابط بين الجسيمات المتماثلة

التلاصق: فيصف قوة الترابط بين الجسيمات المختلفة

مثال على التماسك والتلاصق

الخاصية الشعرية: ارتفاع الماء أعلى الأنبوب الازطواني الرفيع جدا وتسمى هذه الأنابيب

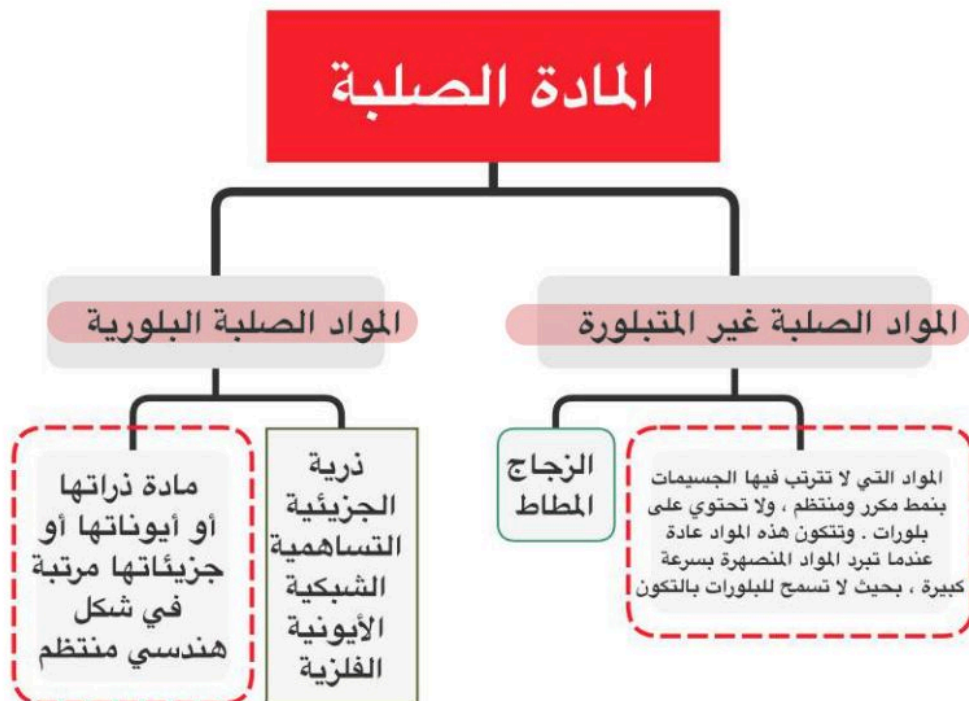
بالأنابيب الشعرية، مثال: امتصاص المناريل للماء

المواد الصلبة

حسب نظرية الحركة الجزيئية فإن لمول واحد من جسيمات المادة الصلبة كمية الطاقة الحركية

نفسها الموجودة في مول واحد من المادة السائلة أو الغازية عند درجة الحرارة نفسها

خصائص المواد الصلبة: ١- حركتها ثابتة ٢- لا تعتبر مائع ٣- ألكثر كثافة من معظم السوائل



أنواع المواد الصلبة البلورية			الجدول 1-5
النوع	وحدة الجسيمات	خصائص الحالة الصلبة	أمثلة
ذرية	الذرات	ليينة إلى ليينة جداً، درجة انصهار منخفضة، رديئة التوصيل.	عناصر المجموعة 18
الجزيئية	جسيمات	متوسطة اللين، تتفاوت درجات الانصهار بين المنخفضة والمرتفعة نسبياً، رديئة التوصيل.	I_2 , H_2O , NH_3 , CO_2 , $C_{12}H_{22}O_{11}$
التساهمية الشبكية	ترتبط الذرات بروابط تساهمية	صلبة جداً، درجة انصهار مرتفعة، رديئة التوصيل عادة.	الألماس C الكوارتز SiO_2
الأيونية	أيونات	صلبة، هشة، درجة انصهار مرتفعة، رديئة التوصيل.	$NaCl$, KBr , $CaCO_3$
الفلزية	الذرات يحيط بها إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة	ليينة إلى صلبة، درجة انصهار بين المنخفضة والمرتفعة، قابلة للسحب والطرق، ممتازة التوصيل.	جميع العناصر الفلزية

وحدة البناء: هي أصغر ترتيب للذرات في الشبكة البلورية يحمل التماثل نفسه

أشكال وحدات بناء البلورات: مكعب، رباعي الأوجه، متوازي مستطيلات

تلاثي الميل، سداسي الأوجه، معيني، أحادي الميل

تستطيع ذرات الكربون والسيليكون تكوين مواد صلبة تساهمية شبكية؛ بسبب قدرتها على تكوين روابط تساهمية متعددة

ويستطيع الكربون تكوين ثلاثة أنواع من المواد الصلبة التساهمية الشبكية، هي: الألماس والجرافيت والبكمنستر فوليرين

التآصل: ظاهرة وجود عنصر مثل الكربون بثلاثة أشكال في الحالة الفيزيائية نفسها (صلبة أو سائلة أو غازية)



تغيرات الحالة الفيزيائية

٤١

تغيرات الحالة الفيزيائية الماصة للطاقة: الانصهار، التبخر، التسامي

تغيرات الحالة الفيزيائية الطارئة للطاقة: التجمد، التكثف، الترسيب

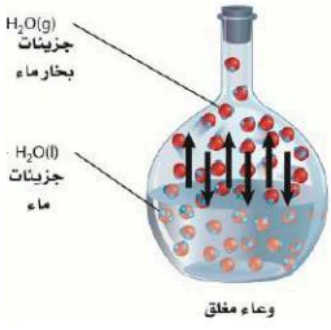
- عند وجود هالتين للمادة ممزوجتين معا بصورة غير متجانسة يقال ان هناك طورين
- عند إضافة أو انتزاع الطاقة من نظام معين تتغير حالة المادة الفيزيائية إلى حالة أخرى

الحرارة: هي انتقال الطاقة من جسم درجة حرارته أعلى إلى جسم درجة حرارته أخفض

ان قوة التجاذب بين الأيونات (مثل كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)) أكبر كثيرا من الروابط الهيدروجينية التي في الناتج.

درجة انصهار المادة الصلبة المتبلورة: هي درجة الحرارة التي تتكسر عندها القوى التي تربط جسيمات الشبكة البلورية بعضها ببعض، فتتحول المادة إلى الحالة السائلة

من الصعب تحديد درجة الانصهار بشكل دقيق للمواد غير المتبلورة؛ لأنها تنصهر عند درجات حرارة أعلى من درجات انصهارها، وذلك لأن الانصهار لا يتم عند درجة حرارة ثابتة بسبب عشوائية تركيبها، إذ عندما يبدأ الانصهار تستمر درجة الحرارة بالارتفاع لذلك يصعب تحديد نقطة الانصهار.



التبخّر هو العملية التي يتحول من خلالها السائل إلى غاز أو بخار .

عندما يكون **الوعاء مغلوق** فتكون الحالة مختلفة تماما؛ حيث يتجمع بخار الماء فوق سطح السائل، ويولد ضغطا عالى سطح يعرف ب**ضغط البخار** .

درجة الغليان: هي درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار السائل مع الضغط الخارجي أو الضغط الجوي .

التسامي: هو تحول من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية دون المرور بالحالة السائلة

مثال: يتسامى كالا من اليود الصلب وثاني أكسيد الكربون الصلب (الجليد الجاف) عند درجة حرارة الغرفة

التجمد: هي درجة الحرارة التي يتحول عندها السائل إلى صلب بلوري

التكاثف: تحول البخار إلى سائل

الترسب: هو عملية تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة الصلبة دون المرور بالحالة السائلة

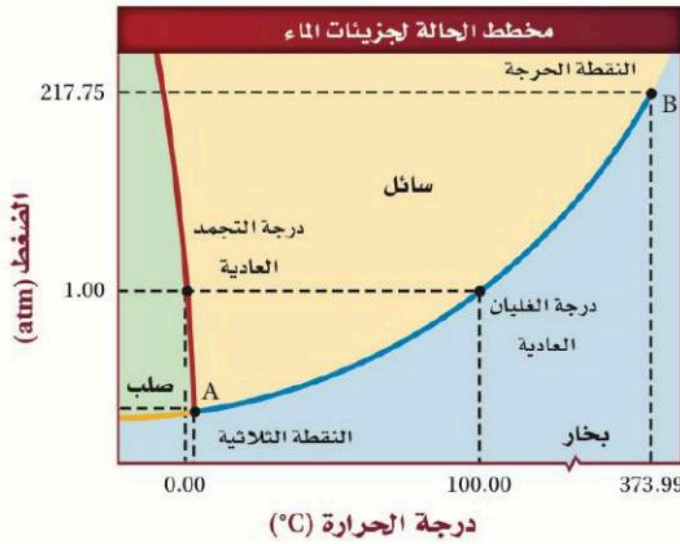
مثال: عندما يلامس بخار الماء سطح نافذة باردة في الشتاء تتكون قطرات صلبة على النافذة وتسمى **الصقيع** .

مخطط الحالة الفيزيائية (الطور)

يتحكم متغيران في حالة المادة هما **الضغط** و**درجة الحرارة**

مخطط الحالة الفيزيائية (الطور): رسم للضغط مقابل درجة الحرارة يوضح حالة المادة تحت ظروف مختلفة من درجة الحرارة والضغط.

النقطة المربعة: هي النقطة التي تمثل كلا من الضغط ودرجة الحرارة التي لا يمكن للماء بعدها أن يكون في الحالة السائلة



الطاقة ٢.١

تعريف الطاقة: القدرة على بذل شغل
وانتاج حرارة وتوجد في صورتين
١ طاقة وضع.
٢ طاقة حركية.

طاقة الوضع: هي الطاقة التي تعتمد على تركيب أو موضع جسم أو هي الطاقة المخزنة في مادة

وتعتمد على تركيب المادة الكيميائي من حيث : أنواع الذرات في المادة

عدد الروابط الكيميائية التي تربط الذرات معاً ونوعها طريقة ترتيب هذه الذرات

أمثلة على طاقة الوضع: البنزين و البطارية

الطاقة الحركية: هي الطاقة التي ترتبط مباشرة مع الحركة الدائرية العشوائية لجسيماتها

وتتناسب طردياً مع درجة الحرارة فعندما ترتفع درجة الحرارة تزداد حركة الجسيمات

أمثلة على الطاقة الحركية: الانهيار الناجمي ، السيول الجارية

قانون حفظ الطاقة

يعرف بأنه في أي تفاعل كيميائي أو عملية فيزيائية يمكن أن تتحول الطاقة من شكل إلى آخر، ولكنها لا تستحدث ولا تفتنى. ويعرف هذا أيضا بالقانون الأول في الديناميكا الحرارية.

أمثلة على قانون حفظ الطاقة:

- 1 عند ما يتدفق الماء عبر التوربينات تتحول جزء من طاقتها الحركية إلى طاقة كهربائية.
- 2 عند ما يحترق البروبان تتحرر الطاقة المخزنة (وضع) في روابطه في صورة حرارة.

الحرارة: هي طاقة تنتقل من الجسم الساخن إلى الجسم الأبرد

درجة الحرارة: هي قياس لمعدل الطاقة الحركية للجسيمات الموجودة في عينة من المادة

قياس الحرارة

الجول (J): الوحدة الدولية لقياس الطاقة والحرارة.

السعر (cal): كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء النقي درجة سيليزية واحدة (1°C) ووصفته كالوري cal.

السعر الغذائي (Cal): مقياس للطاقة الحرارية الناتجة عن الغذاء

مثال 1-2

تحويل وحدات الطاقة إذا كانت وجبة إفطار مكونة من الحبوب وعصير البرتقال والحليب، تحتوي على 230 Cal من الطاقة، فعبر عن هذه الطاقة بوحدة الجول J.

1 تحليل المسألة

أعطيت كمية من الطاقة بوحدة السعر الغذائي Cal. عليك تحويل ذلك إلى سعرات cal، ثم إلى الجول J.

المطلوب

المعطيات

الطاقة = J

الطاقة = 230 Cal

2 حساب المطلوب

حوّل Cal إلى cal.

$$230 \text{ Cal} \times \frac{1000 \text{ cal}}{1 \text{ Cal}} = 2.3 \times 10^5 \text{ cal}$$

طبق العلاقة 1 Cal = 1000 cal

حوّل cal إلى J

$$2.3 \times 10^5 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 9.6 \times 10^5 \text{ J}$$

طبق العلاقة 1 cal = 4.184 J

3 تقويم الإجابة

القيمة 10^5 إلى 10^6 متوقعة؛ لأن القيمة 10^2 Cal يجب ضربها في 10^3 لتحويلها إلى cal. ثم تضرب في عامل تحويل J الذي يساوي 4 تقريبًا. لذا الإجابة معقولة.

الحرارة النوعية لأي مادة هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من تلك المادة درجة سيليزية واحدة (1°C).

معادلة حساب الحرارة

q : الطاقة الحرارية الممتصة أو المطلق

c : الحرارة النوعية للمادة

m : كتلة المادة بالجرام

ΔT : التغير في درجة الحرارة ($^\circ \text{C}$) أو

T النهائية - T الأولية ($T_f - T_i$)

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

حساب الحرارة المنطلقة: قد تمتص المواد الحرارة أو تطلقها، لذا تستعمل معادلة حساب الحرارة نفسها لحساب الطاقة التي تطلقها المواد عندما

الحرارة ٢.٢

المسعر: جهاز معزول حرارياً يستخدم لقياس كمية الحرارة

المحتصة أو المنطلقة أثناء عملية كيميائية أو فيزيائية

ويستخدم كيميائيو التغذية مسعر القنبلة

الكيمياء الحرارية:

هي تغيرات الحرارة التي ترافق التفاعلات الكيميائية و تغيرات الحالة الفيزيائية
فمثلاً يستخدم الجنود فس الميدان تفعلاً شديداً طارداً للحرارة لتسخين وجباتهم

النظام: هو جزء معين من الكون يحتوي على التفاعل أو العملية التي تريد دراستها

المحيط: هو كل شيء في الكون غير النظام

الكون: هو النظام مع المحيط (النظام + المحيط = الكون)

الكمارات الساخنة

في الكمارات الساخنة تنتقل الحرارة الناتجة عن التفاعل من الكمارة الساخنة (النظام)
إلى يدك الباردة (المحيط)، اذن فالتفاعل (طارداً للحرارة).

● ملاحظة: يرمز الي الطاقة المطلقة او المتولدة من التفاعلات التي تحدث عند ضغط ثابت في بعض الأحيان بالرمز q_p

المحتوى الحراري H:

هو مقدار الطاقة الحرارية المخزنة في مول واحد من المادة تحت ضغط ثابت

المحتوى الحراري او المحتوى للتفاعل الحراري او حرارة التفاعل (ΔH_{rxn}):
هو كمية المادة الممتصة او المنطلقة في التفاعل الكيميائي .

ΔH_{rxn} يعني الفرق بين المحتوى الحراري للمواد التي توجد عند نهاية التفاعل H_{final} والمحتوى الحراري للمواد الموجودة في البداية $H_{initial}$.

● ويمكن حساب الدلتا (ΔH_{rxn}) من خلال المعادلة التالية $\Delta H_{rxn} = H_{final} - H_{initial}$

$H_{initial}$: المحتوى الحراري للمواد عند بداية التفاعل (التفاعلات)

H_{final} : المحتوى الحراري للمواد عند نهاية التفاعل (النواتج)

عند طرح النواتج من التفاعلات:

● اذا كان الناتج سالب فان التفاعل طارد وتكون التفاعلات أكبر من النواتج

● اذا كان الناتج موجب فان التفاعل ماص للحرارة وتكون النواتج أكبر من التفاعلات

ملاحظة:

- اذا كانت الحرارة مع النواتج فإن التفاعل طارد للحرارة .
- او اذا كانت (ΔH_{rxn}) سالبة فإنه طارد الحرارة ايضا .
- اما اذا كانت الحرارة مع المتفاعلات فان التفاعل ماص للحرارة .
- او اذا كانت (ΔH_{rxn}) موجبة فإنه ماص للحرارة .

التغير في المحتوى الحراري (ΔH_{rxn}) :

يساوي الحرارة الملتسبة او المفقودة Q_p في اي تفاعل او عملية تحدث عند ضغط ثابت

٢.٣ المعادلات الكيميائية الحرارية

الفكرة الرئيسية:

تعتبر المعادلات الكيميائية الحرارية عن مقدار الحرارة المنطلقة أو الممتصة في التفاعلات الكيميائية.

وتسمى المعادلات الكيميائية التي تكتب فيها قيم ΔH معادلات كيميائية حرارية

و تكتب المعادلة الكيميائية الحرارية في صورة معادلة كيميائية موزونة تشمل على الحالات الفيزيائية لجميع المواد المتفاعلة والناجمة، والتغير في الطاقة، والذي يعبر عنه عادة بأنه تغير في المحتوى الحراري ΔH .

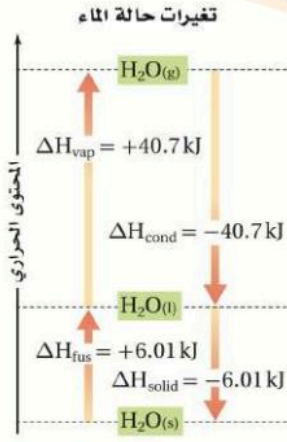
حرارة الاحتراق هي المحتوى الحراري الناتج عن حرق 1 mol من المادة احترقا كاملا (ΔH_{comb})

وتحدد حرارة الاحتراق عند وجود الأكسجين O_2

الرمز ($^\circ$): يبين أن تغيرات المحتوى الحراري قد تم تحديدها للمواد المتفاعلة والنواتج جميعها عند الظروف القياسية (ضغط جوي 1 atm ودرجة حرارة $25^\circ C$)

حرارة التبخر المولارية (ΔH_{vap}): هي الحرارة اللازمة لتبخير 1 mol من سائل.

حرارة الانصهار المولارية (ΔH_{fus}): هي الحرارة اللازمة لصهر 1 mol من مادة صلبة.



قيمة حرارة التلثف المولارية (ΔH_{cond}) وحرارة التبخير المولارية متساويتان رقمياً وإن اختلفتا في الإشارة

كذلك فإن قيمة حرارة التجمد المولارية (ΔH_{solid}) وقيمة حرارة الانصهار المولارية لهما القيمة الرقمية نفسها وتختلفان في الإشارات

$$\Delta H_{\text{vap}} = -\Delta H_{\text{cond}}$$

$$\Delta H_{\text{fus}} = -\Delta H_{\text{solid}}$$

يستغل بعض المزارعين في البلاد الباردة حرارة انصهار الماء لحماية الفاكهة والخضراوات من التجمد فإنهم يغمرون بسايتهم ومقولهم بالماء في تلك الليلة، ويعود السبب في ذلك إلى أن عملية تجمد الماء تطلق طاقة (ΔH_{solid}) تدفئ الهواء المحيط لدرجة كافية لمنع الفاكهة والخضراوات التلف.

تفاعلات الاحتراق: هي عبارة عن تفاعل الوقود مع الأكسجين وفي الأنظمة الحيوية

يعد طعام الوقود اللازم للاحتراق. مثال / غاز الميثان

حساب التغير في المحتوى الحراري

٢.٤

قانون هس

ينص على: أن حرارة التفاعل أو التغير في المحتوى الحراري تتوقف على طبيعة المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة منه، وليس على الخطوات أو المسار الذي يتم فيه التفاعل.

ملاحظة: يسجل العلماء ويستعملون التغيرات في المحتوى الحراري فقط لنوع واحد من التفاعل، وهو التفاعل الذي يتكون فيه المركب من عناصره في حالاتها القياسية والحالات القياسية هي: الحديد في حالته الطبيعية يكون صلب الأكسجين في حالته الطبيعية يكون غاز، الخ...

حرارة التكوين القياسية ΔH_f° :

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

ما مصدر حرارة التكوين؟

إن حرارة التكوين القياسية تعتمد على الفرضية الآتية: العناصر في حالاتها القياسية يكون لها ΔH_f° تساوي 0.0 kJ/mol .

فإذا أخذنا الصفر نقطة بداية أمكننا أن ننظم تدرجاً قيم حرارة التكوين للمركبات

* كل المواد التي تكون أبرد من الماء المتجمد يكون لها درجة حرارة أقل من الصفر .

استعمال حرارة التكوين القياسية

تستعمل حرارة التكوين القياسية في حساب حرارة التفاعل $\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ}$ لكثير من التفاعلات في الظروف القياسية .

يمكن تلخيص خطوات حساب حرارة التفاعل القياسية $\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ}$ بالصيغة أدناه:

معادلة التجميع

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{products}) - \sum \Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{reactants})$$

$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ}$ تمثل حرارة التفاعل القياسية، و Σ تمثل مجموع الحدود.

نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي

3-1

متوسط السرعة = $\frac{\text{التغير في كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن } \Delta t}$

متوسط السرعة = $\frac{\Delta \text{ quantity}}{\Delta t}$

سرعة التفاعل الكيميائي: يعبر عن التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن، ويعبر عنها بوحدة mol/L.s وتسير الأقسام التي تكون حول الصيغة الجزيئية للمواد إلى التركيز المولاري. فمثلاً [NO₂] تمثل التركيز المولاري لـ NO₂.

الحرف M يشير إلى التركيز المولاري

معادلة متوسط سرعة التفاعل

$$\text{Rate} = - \frac{\Delta[\text{reactants}]}{\Delta t}$$

حيث تمثل $\Delta[\text{reactants}]$ التغير في تركيز المواد المتفاعلة.

Δt تمثل التغير في الزمن $t_2 - t_1$

نظرية التصادم: تنص على وجوب تصادم الذرات و الأيونات والجزيئات بعضها ببعض لكي يتم التفاعل.

المعقد النشط: مجموعة من الذرات أو الجسيمات فترة بقائها معا قصيرة جدا قد ينتج عنها النواتج او قد تعود إلى صورة المتفاعلات.

المرحلة الحارة الانتقالية: وهي حالة غير مستقرة من تجمع الذرات، يحدث خلالها تكسير الروابط وتكوين روابط جديدة. ونتيجة لذلك قد يؤدي المنشط إلى تكوين المواد الناتجة، أو يتكسر لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى.

طاقة التنشيط (E_a): هي الحد الأدنى من الطاقة لدى الجزيئات المتفاعلة واللازم لتكوين المعقد النشط واحداث التفاعل.

فروض نظرية التصادم:

1. يجب أن تصادم (ذرات أو أيونات أو جزيئات المواد المتفاعلة).
2. ليس من الضروري أن يؤدي كل تصادم بين الذرات أو الأيونات أو الجزيئات إلى حدوث تفاعل.

شروط التصادم الفعال او المثمر:

1. يجب أن تصادم المواد المتفاعلة في الاتجاه الصحيح
2. يجب أن تصادم المواد المتفاعلة بطاقة كافية لتكوين المعقد النشط.

العلاقة بين طاقة التنشيط و سرعة التفاعل :

عندما تكون قيمة (E_a) عالية فهذا يعني أن عددًا قليلاً من الاصطدامات له طاقة كافية لتكوين المعقد النشط ، ولذا تكون سرعة التفاعل بطيئة .

أما إذا كانت قيمة (E_a) منخفضة فهذا يعني أن هناك عدداً كبيراً من الاصطدامات التي لها طاقة كافية لحدوث التفاعل ، لذا يكون التفاعل أسرع .

في التفاعل الطارد للحرارة : تكون طاقة النواتج أقل من طاقة المواد المتفاعلة

في التفاعل الماص للحرارة : تكون طاقة المواد المتفاعلة أقل من طاقة النواتج .

3-2

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل



أولاً **طبيعة المواد المتفاعلة** : تتفاعل بعض المواد أسرع من غيرها بالاعتماد على النشاطية الكيميائية والعلاقة بين النشاطية و سرعة التفاعل طردية فكلما زادت النشاطية زادت سرعة التفاعل .

ثانياً **التركيز** : كلما كانت ذرات عناصر المواد المتفاعلة وعزيماتها كثيرة و قريبة بعضها من بعض كانت فرص التصادم بينها أكبر لذا كانت سرعة التفاعل أسرع .

ثالثاً **مساحة السطح** : حيث تعمل زيادة مساحة سطح التفاعل على زيادة سرعة التفاعل ؛ بسبب زيادة عدد الاصطدامات بين الجسيمات المتفاعلة .

رابعاً درجة الحرارة: تؤدي الزيادة في درجة الحرارة إلى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

عدد الاصطدامات العالية الطاقة عند درجة الحرارة العالية T_2 أكبر كثيراً من عدد الاصطدامات عند درجة الحرارة المنخفضة T_1 ، لذلك كلما كانت درجة الحرارة أعلى كان عدد الاصطدامات التي ينتج عنها تفاعل أكبر.

خامساً المحفزات والمثبطات:

زيادة درجة الحرارة ليس دائماً من أفضل طريقة عملية لتسريع التفاعل الكيميائي

المحفزات: هي مادة كيميائية تعمل على زيادة سرعة التفاعل دون أن تستهلك في التفاعل ولكن لا يزيد المحفز من عدد النواتج ولا يعد ضمن المواد المتفاعلة والنواتج لذا لا يتم تضمينه في المعادلات الكيميائية

المثبطات: تعمل المثبطات على إبطاء سرعة التفاعل.

كما تحول بعض مثبطات دون حدوث التفاعل على الإطلاق

* تعمل المثبطات بطرائق متنوعة بعضها ويفاق المسارات المنخفضة الطاقة لذا تزيد طاقة التنشيط للتفاعل.

قوانين سرعة التفاعل الكيميائي

Reaction Rate Laws

قانون سرعة التفاعل :

عبارة عن علاقة رياضية، تربط بين سرعة التفاعل وتركيز المادة المتفاعلة أو يعبر عن العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيز المواد المتفاعلة

$$R = k[A]$$

R يمثل سرعة التفاعل، [A] تركيز المادة المتفاعلة، بينما k هو ثابت سرعة التفاعل

يعبر عن سرعة التفاعل بخطوة واحدة بحاصل ضرب كمية ثابتة في تركيز المادة المتفاعلة.

ثابت سرعة التفاعل K: قيمه عدديه ثابتة

* تربط هذه القيمة العددية سرعة التفاعل بتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة معينة

* قيمه محددة لكل تفاعل وله وحدات قياس مختلفه مثل $L^2/mol^2.s$ ، أو $L/mol.s$ ، أو s^{-1}

* لا يتغير مع التركيز ولكنه يتغير مع درجة الحرارة

قوانين سرعة التفاعل من الرتبة الأولى يفهم من المعادلة الرياضية لسرعة التفاعل $R = k[A]$

أن التعبير [A] يعني $[A]^1$. ويعرف الرقم العلوي الذي يمثل الأس للمادة المتفاعلة A برتبة التفاعل، والتي يمكن تحديدها من خلال معرفة تأثير التغير في تركيز المادة المتفاعلة على

سرعة التفاعل. ملاحظة: تذكر انه يتم تحديد سرعة التفاعل من البيانات التجريبية

قوانين سرعة التفاعل لرتبة اخرى :

الرتبة الكلية للتفاعل الكيميائي هي ناتج جمع رتب المواد المتفاعلة في التفاعل الكيميائي

القانون العام لسرعة التفاعل

$$R = k[A]^m[B]^n$$

حيث [A] و [B] يمثلان تراكيز المواد المتفاعلة، و m و n يمثلان رتب التفاعل.

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

حالة الاتزان الديناميكي

A State of Dynamic Balance

1
4

التفاعل الكلي: هو عندما تتحول المتفاعلات كاملة إلى نواتج.

التفاعل العكسي: هو التفاعل الكيميائي الذي يحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي.

معظم التفاعلات لا تكتمل ، بل تظهر وكأنها توقفت .

السهم الثنائي يشير إلى اتجاهي التفاعلين الحارثين

الاتزان الكيميائي: حالة النظام عندما تتساوى سرعتي التفاعل والعكسي ، وعندها تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والناجمة .

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

وتكون معادلة التفاعل العامة للتفاعل الذي في حالة اتزان كما يأتي : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

تعبير ثابت الاتزان

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

تمثل [A] و [B] التراكيز المولارية للمتفاعلات

[C] و [D] التراكيز المولارية للنواتج

تمثل الأسس a و b و c و d معاملات المعادلة الموزونة

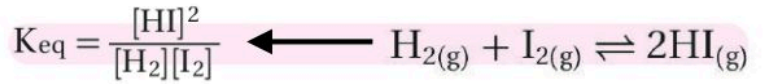
يمثل ثابت الاتزان نسبة التراكيز المولارية للنواتج إلى التراكيز المولارية للمتفاعلات .
و يُرفع كل تركيز إلى أس يساوي المعامل الخاص به في المعادلة الموزونة .

ثابت الاتزان K_{eq} : هو القيمة العددية لنسبة حاصل ضرب تراكيز النواتج على حاصل ضرب تراكيز المتفاعلات، ورفع كل تركيز إلى أس مساو للمعامل الخاص به في المعادلة الموزونة.

$K_{eq} > 1$ تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيز المواد المتفاعلة عند الاتزان.

$K_{eq} < 1$ تراكيز المواد المتفاعلة أكبر من تراكيز المواد الناتجة عند الاتزان.

تفاعل الاتزان المتجانس: هو ان المتفاعلات والنواتج موجودة في الحالة الفيزيائية نفسها.



الاتزان غير المتجانس: عندما توجد المتفاعلات والنواتج في أكثر من حالة فيزيائية واحدة فيس.

تكون قيمة K_{eq} ثابتة عند درجة حرارة معينة فقط

K_{eq} له عدد غير محدود من مواضع الاتزان، والتي تعتمد على التراكيز الابتدائية للمتفاعلات والنواتج.

تعني قيمة K_{eq} العالية في التفاعل ان النواتج موجودة بكميات أكبر من المتفاعلات عند الاتزان.

خواص الاتزان

أولاً: يجب ان يتم التفاعل في نظام مغلق، أي لا يخرج من النظام أو يدخله أي من النواتج أو المتفاعلات.

ثانياً: يجب ان تبقى درجة الحرارة ثابتة.

ثالثاً: توجد النواتج والمتفاعلات معاً، وهي في حركة ديناميكية ثابتة، وهذا يعني ان

الاتزان ديناميكي، وليس ساكناً.

العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي

Factors Affecting Chemical Equilibrium

مبدأ لوتشاتلييه: إذا بذل جهد على نظام في حالة اتزان فإن ذلك يؤدي إلى إزاحة النظام في اتجاه يخفف أثر هذا الجهد. والجهد هو أي تغيير يؤثر في اتزان نظام معين.

تنص نظرية التصادم: على أن الجسيمات يجب أن تصادم حتى تتفاعل، وأن عدد التصادمات بين جسيمات المواد المتفاعلة يعتمد على تركيزها. إذن من الممكن أن يغير الكيميائي الاتزان بتغيير التراكيز.

أثر التركيز على حالة الاتزان:

العامل المؤثر	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
زيادة تركيز المتفاعلات	ينزاح الاتزان ناحية اليمين (النواتج)	لا يتأثر
زيادة تركيز النواتج	ينزاح الاتزان ناحية اليسار (المتفاعلات)	
نقص تركيز المتفاعلات	ينزاح الاتزان ناحية اليسار (المتفاعلات)	
نقص تركيز النواتج	ينزاح الاتزان ناحية اليمين (النواتج)	

أثر الضغط (مساحة السطح) على حالة الاتزان:

- # عند زيار الضغط على وعاء التفاعل فإن ذلك يعتبر جهدة مبذولة على الاتزان.
- # لتخفيف أثر الضغط يتجه نحو اليمين (التي عدد مولاتها أقل)

ملاحظات هامة:

- ١) الضغط يعتمد على عدد مولات الغاز .
- ٢) كلما زاد عدد جسيمات الغاز في وعاء زاد الضغط .
- ٣) الضغط يتناسب طردياً مع التركيز وعكسيًا مع الحجم .
- ٤) عند تساوي عدد المولات فإن زيادة أو نقص الضغط لا يؤثر على حالة الاتزان .

العامل المؤثر	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
زيادة الضغط (نقص الحجم)	ينزاح ناحية الاتجاه ذو عدد المولات الأقل	لا يتأثر
نقص الضغط (زيادة الحجم)	ينزاح ناحية الاتجاه ذو عدد المولات الأكثر	لا يتأثر

أثر درجة الحرارة على حالة الاتزان وثابت الاتزان :

العامل المؤثر	العامل المؤثر	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
طارد للحرارة	زيادة درجة الحرارة	ينزاح الاتزان نحو اليسار	تقل قيمته
	نقص درجة الحرارة	ينزاح الاتزان نحو اليمين	تزداد قيمته
ماص للحرارة	زيادة درجة الحرارة	ينزاح الاتزان نحو اليمين	تزداد قيمته
	نقص درجة الحرارة	ينزاح الاتزان نحو اليسار	تقل قيمته

أثر درجة الحرارة الحافزة على حالة الاتزان :

- # المواد الحافزة تزيد من سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي .
- # يصل التفاعل مع العامل الحافز إلى حالة الاتزان بشكل أسرع ، دون تغير في كمية الناتجة .

ثابت حاصل الذائبة K_{sp} : هو تعبير ثابت الاتزان للمركبات القليلة الذوبان، وهو ناتج ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل منها مرفوع للأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية.

استعمال حاصل الذائبة:

- * يمكن استعمالها في تحديد ذائبة المركبات القليلة الذوبان.
- * يمكنك أن تستعمل لتوقع ما إذا سيتكون راسب عند خلط أي محولين أيونيين.

إن تركيز المادة النقية يعبر عن كثافتها بوحدة mol/L

الحاصل الأيوني Q_{sp} : هو قيمة مجربة تستطيع مقارنتها بـ K_{sp}

1. إذا كان $Q_{sp} < K_{sp}$ ، فإن المحلول غير مشبع، ولا يتكون راسب.
2. إذا كان $Q_{sp} = K_{sp}$ ، فإن المحلول مشبع، ولا يحدث تغير.
3. إذا كان $Q_{sp} > K_{sp}$ ، فسوف يتكون راسب، وتقل تراكيز الأيونات في المحلول حتى يصبح ناتج ضرب تراكيز الأيونات في تعبير K_{sp} يساوي القيمة العددية لـ K_{sp} ويكون النظام في حالة اتزان، والمحلول مشبعاً.

تذكر أن K_{sp} ثابت عند أي درجة حرارة معطاة

الأيون المشترك: هو تركيب اثنين أو أكثر من المركبات الأيونية

تأثير الأيون المشترك: هو انخفاض ذائبة المادة بسبب وجود أيون مشترك.

مراجعة جميع الفصول

كيمياء



- س ١: -اكتبي نص نظرية الحركة الجزيئية للغازات - فروضها - العلماء القائلون عليها؟
- س ٢: -قارني بين التصادم المرن والتصادم الغير مرن من حيث انتقال الطاقة الحركية؟
- س ٣: -فسري سلوك الغازات باستخدام نظرية الحركة الجزيئية؟
أو عددي الخواص الفيزيائية للغازات؟
- س ٤: -تكلمي عن الضغط من حيث (التعريف - الأجهزة المستخدمة لقياسه - وحدات القياس)؟
- س ٥: -ما هو القانون المستخدم لقياس الضغط الكلي لخليط من الغازات؟ اكتب نص القانون وصيغته الرياضية؟
- س ٦: -ارسمي خريطة مفاهيمية تبين أنواع قوى التجاذب؟
- س ٧: -وضحي كيف تتكون الرابطة مع ذكر مثال لكل من التالي: -
١- قوى التشتت.
٢- قوى ثنائية القطبية.
٣- الرابطة الهيدروجينية.
- س ٨: -قارني بين قوى التجاذب البين الجزيئية من حيث طريقة التكوين والقوة؟
- س ٩: -عددي خواص كل من المواد السائلة - المواد الصلبة؟
- س ١٠: -عددي العوامل المؤثرة على اللزوجة؟
- س ١١: -ارسمي خريطة مفاهيمية تبين تصنيف المواد الصلبة؟
- س ١٢: -مصطلح التأصل يشير إلى ماذا؟
- س ١٣: -ارسمي مخطط يوضح تغيرات الحالة الفيزيائية؟
- س ١٤: -ارسمي خريطة مفاهيمية تبين تصنيف تغيرات الحالة الفيزيائية حسب نوع الطاقة؟
- س ١٥: -قارني بين التغيرات التالية من حيث التعريف والطاقة؟
١- الانصهار والتجمد.
٢- التبخر والتكثف.
٣- التسامي والترسب.
- س ١٦: -أجيبني بكلمة صح أم خطأ مع التصحيح
١- يستخدم قانون دالتون للمقارنة بين معدل انتشار غازين.
٢- يستخدم قانون دالتون لحساب الضغط الكلي لخليط غازات.
٣- القوى بين الجزيئية أقوى من القوى الجزيئية.
٤- الرابطة الهيدروجينية أضعف أنواع القوى.
٥- ثنائية القطبية قوية لأن الأقطاب دائمة.
٦- لا تفسر نظرية الحركة الجزيئية سلوك المواد السائلة والمواد الصلبة.
٧- تتغير حالة المادة عند إضافة الطاقة وانتزاعها.



س ١٧ : - عللي لما يأتي

- ١- الغازات قابلة للانضغاط والتمدد.
لأن جسيماتها متباعدة وكثافتها منخفضة.
- ٢- الغازات قابلة للانتشار والتدفق.
لأن جسيماتها متباعدة وكثافتها منخفضة.
- ٣- يتفاوت الضغط الجوي من مكان لآخر فوق سطح الأرض.
بسبب اختلاف الجاذبية الأرضية.
- ٤- يتمكن العنكبوت من السير على الماء دون الغوص فيه .
بسبب خاصية التوتر السطحي.
- ٥- كثافة السوائل أعلى من كثافة الغازات.
لأن جسيمات السوائل متقاربة بين جسيمات الغازات متباعدة.
- ٦- قوى ثنائية القطبية أكثر قوة من قوى التشتت.
لأن الأقطاب في ثنائية القطبية دائمة بينما في قوى التشتت الأقطاب مؤقتة.
- ٧- يوجد الكلور والفلور في الحالة الغازية بينما البروم في الحالة السائلة واليود واليوداتين في الحالة الصلبة.
كلما ازداد حجم الجسيم كلما أصبحت قوى التشتت أكثر قوة.
- ٨- يوجد الأوكتان في الحالة السائلة.
لأن قوى التجاذب بين جزيئاته قوية بسبب زيادة عدد ذراته واقتربها من بعض.
- ٩- قوى التشتت أضعف من قوى ثنائية القطبية.
لأن الأقطاب في قوى التشتت مؤقتة بينما ثنائية القطبية أقطابها دائمة.
- ١٠- يشترط في الرابطة الهيدروجينية وجود ذرات ذات كهروسالبية عالية مثل (F-O-N).
حتى تكون كهروسالبية هذه الذرات كافية لجعل الهيدروجين ذا شحنة موجبة جزئية.
- ١١- يوجد الماء في الحالة السائلة.
بسبب وجود الرابطة الهيدروجينية بين جزيئاته.
- ١٢- المواد التالية لا تكون روابط هيدروجينية (CO_2 - MgCl - NaCl).
بسبب عدم احتوائها على ذرة هيدروجين.



س ١ / اختاري الإجابة الصحيحة

(أيضا المصطلحات تكون بصيغة اختاري الإجابة الصحيحة)

- ١- من صور الطاقة (طاقة الوضع - طاقة الحركة - الطاقة الكهربائية - جميع ما سبق)
- ٢- تعتمد طاقة الحركة (درجة الحرارة - الارتفاع - نوع الروابط - تركيب المادة)
- ٣- تعتمد طاقة الوضع على تركيب المادة من حيث (نوع الروابط - الحرارة - الضغط - لا شيء مما سبق)
- ٤- قياس لمعدل الطاقة الحركية للجسيمات الموجودة في عينة من المادة (الحرارة - درجة الحرارة - طاقة الوضع - طاقة الحركة)
- ٥- الوحدة الدولية لقياس الطاقة والحرارة (الجول - السعر - السعر الغذائي - الواط)
- ٦- كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة الحرارة 1g من الماء النقي درجة سيليزية (الجول - السعر - السعر الغذائي - الواط)
- ٧- مقياس الطاقة الحرارية الناتجة من الغذاء (الجول - السعر - السعر الغذائي - الواط)
- ٨- كل شيء في الكون غير النظام (الكون - النظام - المحيط - المسعر)
- ٩- جزء معين من الكون يحتوي على التفاعل أو العملية المراد دراستها (الكون - النظام - المحيط - المسعر)
- ١٠- الحرارة اللازمة لتبخير مول واحد (حرارة التبخير المولارية - حرارة الاحتراق - حرارة الترسيب - حرارة التعادل)
- ١١- الحرارة الناتجة عن احتراق مول واحد من المادة احتراقا كاملا (حرارة التبخير المولارية - حرارة الاحتراق - حرارة الترسيب - حرارة التعادل)
- ١٢- مقدار حرارة التكوين للعناصر في حالتها القياسية (أكبر من واحد - أقل من واحد - صفر - سالب)
- ١٣- التغير في المحتوى الحراري المرافق لتكوين مول من المركب في حالته القياسية (حرارة التكوين - حرارة الاحتراق - حرارة الانصهار - حرارة التكثيف)
- ١٤- معظم التفاعلات التي تشمل تحلل مادتين أو أكثر هي تفاعلات (طاردة للحرارة - ماصة للحرارة - المحتوى الحراري سالب - لا طاردة ولا ماصة)
- ١٥- في التفاعل الطارد للحرارة فإن درجة حرارة الوسط المحيط بالتفاعل (تزداد - تقل - لا تتغير - تتناقص بمرور الزمن)

س ٢ / علي

- ١- لكل مادة حرارة نوعية مميزة لها لأن لكل مادة تركيب مختلف عن الأخرى.
- ٢- الخلايا الفولتية لا تستعمل في توفير الطاقة للاحتياجات العادية لأن التكلفة تكون مكلفة ماديا.
- ٣- تأخر تطوير التقنيات الشمسية لأن الشمس تسطع لفترة محددة - وجود الغيوم يخفف من أشعة الشمس.
- ٤- إشارة ΔH سالبة للتفاعل الطارد للحرارة لأن المحتوى الحراري للمتفاعلات أكبر من المحتوى الحراري للنواتج.
- ٥- يغمر المزارعون بساتينهم بالماء ليلا إذا توقعوا أن درجة ستخف إلى درجة التجمد لأن عملية تجمد الماء تدفيء الهواء المحيط لدرجة تمنع الفواكه والخضروات من التلف .



س ٣ / أجبني بكلمة صح أو خطأ (أيضا المصطلحات تكون بصيغة صح أو خطأ)

- ١- طاقة الوضع هي الطاقة المخزونة في المادة والناجمة عن تركيبها . (صح)
- ٢- الخلايا الكهروضوئية هي الخلايا التي تحول الإشعاع الشمسي إلى كهرباء (صح)
- ٣- في التفاعل الماص للحرارة تنتقل الحرارة من المحيط إلى النظام (صح)
- ٤- تنتقل الطاقة على شكل حرارة من الجسم الساخن إلى الجسم البارد (صح)
- ٥- لكل عنصر حرارة نوعية مميزة له تعتمد على درجة حرارته (خطأ)

س ٤ / اذكر جوانب من أهمية الطاقة في حياتنا؟

س ٥ / قارني بين طاقة الوضع وطاقة الحركة من حيث التعريف ومثال؟

س ٦ / عددي العوامل المؤثرة على طاقة الوضع ؟

س ٧ / اذكر نص قانون حفظ الطاقة؟

س ٨ / عددي وحدات قياس الحرارة؟

س ٩ / اكتب المعادلة التي تستخدم لإيجاد كمية الحرارة؟

س ١٠ / ماهي معوقات استخدام التقنيات الشمسية؟

س ١١ / اكتب المعادلة التي تستخدم لإيجاد التغير في المحتوى الحراري ؟

س ١٢ / ماهي دلالة إشارة المحتوى الحراري (عندما تكون سالبة أو موجبة)؟

س ١٣ / اذكر أمثلة لتغيرات حالة طاردة للطاقة وأخرى ماصة للطاقة ؟

س ١٤ / اذكر أهمية تفاعلات الاحتراق؟

س ١٥ / ماهي أهمية قانون هس ؟

س ١٦ / ماهي الظروف القياسية؟



س ١ عرفي سرعة التفاعل؟ اكتب القانون المستخدم لحساب متوسط سرعة التفاعل؟

س ٢ اكتب فروض نظرية التصادم؟

س ٣ فسري أهمية نظرية التصادم؟

س ٤ عرفي المعقد النشط / طاقة التنشيط ؟

س ٥ فسري أهمية نظرية التصادم ؟

س ٦ عددي العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل ؟

س ٧ عرفي المحفزات/ المثبطات مع ذكر مثال لكل منهما؟

س ٨ ما هي أهمية المحفزات ؟

س ٩ اكتب قانون سرعة التفاعل ؟

س ١٠ / اختاري الإجابة الصحيحة (أيضا المصطلحات تكون بصيغة اختاري الإجابة الصحيحة)

- ١- أحد العوامل التالية تعمل على خفض طاقة التنشيط (رفع درجة الحرارة - زيادة التركيز - إضافة حافز - زيادة الضغط)
- ٢- تزداد سرعة التفاعل عند رفع درجة الحرارة وزيادة التركيز بسبب (نقصان طاقة التنشيط - زيادة عدد التصادمات - زيادة مساحة سطح التلامس - نقص عدد التصادمات)
- ٣- شرط حدوث تفاعل كيميائي (حدوث تصادم بين المتفاعلات - الاتجاه المناسب أثناء التفاعل - زيادة مساحة سطح التلامس - ١ و ٢)
- ٤- السبب في سرعة صدأ الحديد مقارنة مع قضيب الحديد عند نفس الظروف (زيادة تركيز برادة الحديد - اختلاف طبيعة المواد - ضعف روابط برادة الحديد - زيادة مساحة سطح برادة الحديد)
- ٥- تتناسب سرعة التفاعل عكسيا مع قيمة (المواد الحافزة - طاقة التنشيط - درجة الحرارة - تركيز المتفاعلات)
- ٦- أي مما يلي لا يؤثر في سرعة التفاعل (المادة الحافزة - التركيز - درجة الحرارة - المركب النشط)

س ١١ / علي

- ١- تفاعل الخارصين مع نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس لأن الخارصين أنشط كيميائيا من النحاس
- ٢- تفاعل المغنسيوم مع حمض الكلور أسرع من تفاعل الحديد لأن المغنسيوم أنشط كيميائيا من الحديد
- ٣- زيادة مساحة سطح التماس بين المواد المتفاعلة يزيد من سرعة التفاعل ذلك لزيادة عدد التصادمات بين الجسيمات المتفاعلة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل
- ٤- سرعة التفاعل للمادة المتفاعلة على شكل مسحوق مع الغاز أسرع منها على شكل قطعة واحدة وذلك لزيادة مساحة سطح التفاعل.
- ٥- يتوهج سلك تنظيف الأواني المعدنية في وجود الأكسجين بشكل أكبر من الدبوس لأن مساحة سطح السلك المعدني أكبر وهذا يزيد من عدد التصادمات بين المعدن والأكسجين.
- ٦- زيادة درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعل حسب نظرية التصادم لأن ارتفاع درجة الحرارة يؤدي إلى زيادة الطاقة الحركية للجزيئات وهذا يؤدي إلى زيادة عدد التصادمات



٧- يفسد الطعام ببطء عند حفظه في الثلاجة مقارنة مع بقاءه خارجها عند درجة حرارة الغرفة لأن خفض درجة الحرارة يقلل عدد التصادمات بين المواد المتفاعلة في الطعام وبذلك تقل سرعة التفاعل التي تؤدي إلى إفساد الطعام .

س ١٢ / أجبني بكلمة صح أو خطأ (أيضا المصطلحات تكون بصيغة صح أو خطأ)

- ١- كلما زادت عدد الروابط في المتفاعلات زادت سرعة التفاعل . (خطأ)
- ٢- تجزئة المواد إلى قطع صغيرة تزيد من سرعة تفاعلها (صح)
- ٣- المواد الحافزة تزيد من سرعة التفاعل لأنها تقلل قيمة ΔH (خطأ)
- ٤- تتناسب سرعة التفاعل طرديا مع قيمة الطاقة المنشطة له (خطأ)
- ٥- من الضروري أن يؤدي التصادم بين الذرات إلى حدوث تفاعل كيميائي (خطأ)
- ٦- يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة في الاتجاه الصحيح (صح)
- ٧- المواد الحافظة مثال على المحفزات (خطأ)
- ٨- لا يمكن تحديد رتبة التفاعل إلا من خلال التجربة. (صح)
- ٩- تتغير قيمة ثابت سرعة التفاعل مع تغيير درجة الحرارة (صح)



- س ١ اذكر فوائد الأمونيا؟
- س ٢ عددي أنواع التفاعلات؟
- س ٣ قارني بين التفاعل العكسي والغير عكسي من حيث التعريف وكميات المواد؟
- س ٤ عرفي حالة الاتزان الكيميائي؟
- س ٥ عددي خواص الاتزان؟
- س ٦ اكتب نص قانون الاتزان؟
- س ٧ اكتب تعريف ثابت الاتزان وماهي دلالتها؟
- س ٨ عددي أنواع الاتزان؟
- س ٩ قارني بين أنواع الاتزان من حيث التعريف؟
- س ١٠ اكتب تعبير ثابت الاتزان للتفاعلات التالية
- $$\text{CO}_{(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
- $$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)}$$
- $$2\text{NaHCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
- س ١١ اكتب نص مبدأ لوتشاتليه؟
- س ١٢ عددي العوامل المؤثرة على الاتزان الكيميائي؟
- س ١٣ ماذا يحدث عند إضافة مواد متفاعلة إضافية للتفاعل؟
- س ١٤ ماذا يحدث عند إزالة أحد المواد الناتجة من التفاعل؟
- س ١٥ ماذا يحدث عند زيادة الضغط للتفاعل الكيميائي؟
- س ١٦ ماذا يحدث عند نقصان الضغط للتفاعل الكيميائي؟
- س ١٧ عرفي ثابت حاصل الذائبية؟
- س ١٨ عددي استعمالات ثابت حاصل الذائبية؟
- س ١٩ عرفي الحاصل الأيوني؟
- س ٢٠ عرفي الأيون المشترك وما هو أثره؟



س ٢١ / اختاري الإجابة الصحيحة (أيضا المصطلحات تكون بصيغة اختاري الإجابة الصحيحة)

- ١- تفاعل تتحول فيه المتفاعلات كاملة إلى نواتج (تفاعل عكسي - تفاعل أمامي - تفاعل متزن)
- ٢- تفاعل يحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي (تفاعل عكسي - تفاعل أمامي - تفاعل تام)
- ٣- أحد العبارات التالية ليس من خواص الاتزان (يتم التفاعل في نظام مغلق - أن تتغير درجة الحرارة - الاتزان ديناميكي)
- ٤- زيادة الضغط الواقع على الاتزان تؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو (المولات الأقل - المولات الأكثر - زيادة الضغط)
- ٥- الحالة التي يكون فيها سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي (الحالة النشطة - المعقد النشط - المحتوى الحراري - الاتزان الكيميائي)
- ٦- أن تستمر المتفاعلات في إنتاج النواتج واستمرار النواتج في إنتاج المتفاعلات (اتزان ديناميكي - الاتزان - الحالة النشطة - الإشعاع)
- ٧- الاتزان الكيميائي هو الحالة التي تتساوى فيها (سرعة التفاعلين العكسيين - عدد مولات التفاعلين العكسيين - درجة حرارة التفاعلين العكسيين - تركيز التفاعلين العكسيين)
- ٨- أحد المواد التالية لا تدخل في قانون ثابت الاتزان الكيميائي (الصلبة - السائلة - الغازية - ١ و ٢)
- ٩- حاصل ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية (الاتزان الكيميائي - سرعة التفاعل - الذائبة - المولارية)

س ٢٢ / أجبني بكلمة صح أو خطأ (أيضا المصطلحات تكون بصيغة صح أو خطأ)

- ١- التفاعل العكسي هو الذي يحدث في اتجاه واحد فقط . (صح)
- ٢- من خصائص الاتزان أن تكون درجة الحرارة متغيرة . (خطأ)
- ٣- من خصائص الاتزان أن يكون النظام مغلق . (صح)
- ٤- الاتزان المتجانس تكون فيه المواد المتفاعلة والنواتج في حالة فيزيائية مختلفة . (خطأ)
- ٥- كلما زاد عدد جسيمات الغاز في الوعاء زاد الضغط . (صح)
- ٦- عند تساوي عدد المولات فإن زيادة أو نقص الضغط لا يؤثر على حالة الاتزان . (صح)
- ٧- الاتزان الغير المتجانس تكون فيها المواد المتفاعلة والنواتج في الحالة الفيزيائية الغازية . (خطأ)
- ٨- في النظام المتزن أي تغير في درجة الحرارة لا يؤثر في ثابت الاتزان . (خطأ)