النظرية الحركية للغازات

٥ فرضيات

1: الغازات تتكون من جسيمات كروية الشكل.

2: حجم الجسيمات صغير مقارنة مع المسافات التي تفصل بينها.

* لذلك الغازات لها قابلية للانضغاط. (علل)

وكذلك نستفيد من هذه الخاصية في وضع الوسائد الهوائية في السيارات. (علل)

3: لا توجد قوى تنافر أو تجاذب بين الجسيمات.

* لذلك الغازات تأخذ شكل وحجم الوعاء الذي يحويها. (علل)

4: تتحرك الجسيمات بسرعة في حركة عشوائية وفي مسارات مستقيمة.

* التصادمات مرنة [الكمية الكلية للطاقة الحركية] تظل ثابتة

* متوسط الطاقة الحركية للجسيمات تتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة للغاز (اللاسفن)

أطياف الذرة

(الغازات النبيلة) He, Ne

(ثنائية الذرة) (O_2, H_2, N_2)

انتبه عند حساب الـ M

العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز

٣ عوامل

1: كمية الغاز [العلاقة طردية]

* زيادة عدد الجسيمات تزداد عدد التصادمات وبالتالي يزداد الضغط

* مكبوة الرذاذ (ينتقل الغاز من الضغط المرتفع إلى الضغط المنخفض)

2: الحجم (العلاقة عكسية)

* مضاعفة الحجم ينقص الضغط إلى النصف

3: درجة الحرارة (طردية)

* كلما تزداد درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية للجسيمات فتزداد عدد التصادمات وبالتالي يزداد الضغط.

5: تحدث جسيمات الغاز ضغطاً على جدار الوعاء نتيجة التصادمات المستمرة بين الجسيمات وجدار الوعاء.

ملتقى الكيمياء

قوانين الغازات

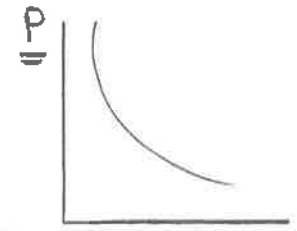
الحجم V (L) — الضغط P (kPa) — كمية الغاز n (mol) — درجة الحرارة T (K)

(الثوابت: T ، n)

1) قانون بويل: يتناسب الحجم الذي تشغله كمية معينة من الغاز تناسباً عكسياً مع ضغط الغاز عند درجة حرارة ثابتة

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

(العلاقة عكسية)



$P_1 = 100\ kPa$, $V_1 = 1\ L$ — $P_2 = 50\ kPa$, $V_2 = 2\ L$

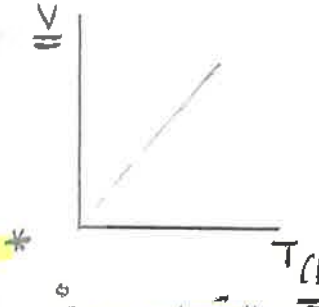
* لاحظ أن الضغط قل للنصف وأن الحجم زاد للضعف.

2) قانون تشارلز: يتناسب حجم كمية معينة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة بالكلفن عند ثبات الضغط وكمية الغاز

(الثوابت: P ، n)

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

(العلاقة طردية)



* درجة الصفر المطلق هي التي يتساوى عندها متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز صفراً نظرياً.

$-273^\circ C \rightarrow 0\ (K)$

* للتحويل من °C إلى K:

$T(K) = T(^\circ C) + 273$

$V_1 = 1L$, $T_1 = 300\ K$, $V_2 = 2L$, $T_2 = 600\ K$

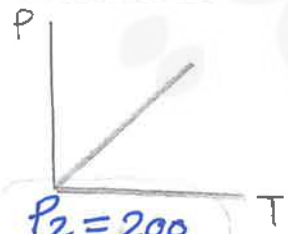
* لاحظ أن الحجم زاد للضعف وكذلك درجة الحرارة المطلقة زادت للضعف.

3) قانون جاي لوساك: عند ثبات الحجم فإن ضغط كمية معينة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارتها المطلقة.

(الثوابت: V ، n)

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

(العلاقة طردية)



$P_1 = 100\ kPa$, $T_1 = 300\ K$ — $P_2 = 200$, $T_2 = 600$

* لاحظ أن الضغط زاد للضعف وكذلك درجة الحرارة المطلقة زادت للضعف.

القانون الموحد للغازات

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

(الثوابت: n)

* ملاحظة مهمة: في بعض المسائل تكون P_2 و T_2 غير معطاة ويذكر في المسألة "في الظروف القياسية" أو STP، في هذه الحالة تكون

$P_2 = 101.3\ kPa$

$T_2 = 273\ K$

* يجب أن يتم تحويل درجات الحرارة إلى الكلفن

	الغاز المثالي	الغاز الحقيقي
قوى التجاذب	لا توجد	توجد
حجم الجسيمات	تهمل	لا تهمل
احتمال الإسالة بالضغط والتبريد	لا يمكن	يمكن

الغازات المثالية

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{m_s}{M_{wt}}$$

عادة تأتي مسألة على الغاز المثالي في الاختبار

مثال *

* احسب الحجم الذي يشغله كمية قدرها (0.5 mol) من غاز النيتروجين موضوعة في إناء عند درجة (27°C) وتحت ضغط (202.6 kPa) علماً بأن (R = 8.31)

$$202.6 \times V = 0.5 \times 8.31 \times 300$$

$$V = 6.15\ L$$

بالآلة الحاسبة

قانون دالتون

الضغط يتناسب طردياً مع عدد المولات

* عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة يكون الضغط الكلي لخليط من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزيئية للغازات.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots$$

الضغط الكلي

* أفكار دالتون:

* إنما يطلب منك الضغط الكلي أو أحد الضغوط الجزيئية لأحد مكونات الخليط.

* كلما ارتفعنا عن سطح البحر قل ضغط الهواء الجوي وبالتالي يقل ضغط الأكسجين

فرضية أفوجادرو

(مهم جداً)

* الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عند درجة الحرارة والضغط نفسيهما تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات.

$$V = n \times 22.4$$

$$n = \frac{m_s}{M_{wt}} \Rightarrow V = \frac{m_s}{M_{wt}} \times 22.4$$

* الحجم يتناسب طردياً مع عدد المولات

* الحجم المولي: حجم المول الواحد من أي غاز عند الظروف القياسية يساوي 22.4

(هام)

$$n = \frac{N_4}{N_A}$$

$N_A = 6 \times 10^{23}$

* الحجم الذي يشغله (10 g) من النيون في الظروف القياسية (Ne = 20)

11.2 L

ملخص - الكيمياء

سرعة التفاعل الكيميائي

كمية المتفاعلات التي يحدث لها تغير في خلال وحدة الزمن (مصطلح)

العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل

نظرية التصادم

هام
ذرات وجزيئات يمكن أن تتفاعل وتكون نواتج عندما يصطدم بعضها ببعض بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح.

* النظرية (* طاقة حركية كافية
* التصادم مؤثر وفعّال)

* سرعة تفاعل الـ C مع الـ O عند 25°C = صفر (عليل)

طاقة التنشيط: أقل كمية من الطاقة التي تحتاج إليها الجسيمات لتتفاعل.

المركب المنشّط: جسيمات تظهر خلال التفاعل ولا تكون من المواد المتفاعلة ولا المواد الناتجة وتكون لحظياً عند قمة طاقة التنشيط.

* رسمة بيان

درجة الحرارة

العلاقة طردية

* ↑ درجة الحرارة ↑ الطاقة الحركية ↑ عدد التصادمات

* الحرارة الغرض عند 25C مجرد فلاسفة الليب (عليل)

التركيز

العلاقة طردية

↑ تركيز المواد المتفاعلة ↑ عدد التصادمات الفعالة
(ماذا يحدث لتوهج رفاقة خشبية)

حجم الجسيمات

العلاقة عكسية

* غبار الفحم أنشط من كتل الفحم الكبيرة

* الحجم أقل ← مساحة السطح أكبر ← التفاعل أسرع

* الحجم كبير ← مساحة السطح أقل ← التفاعل بطيء

المواد المحفزة

* تزيد من سرعة التفاعل
* عليه استعادتها
* تعمل على إيجاد آلية بديلة ذات طاقة تنشيط أقل (هام)

المواد المانعة

عكس عمل المواد المحفزة (مصطلح)

تقسيم التفاعلات الكيميائية

تفاعلات غير عكوسة (→)

* تحدث في اتجاه واحد
* المواد الناتجة لا تتحد مع بعضها لتكون المواد المتفاعلة

مثال $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$

تفاعلات عكوسة (⇌)

* تحدث في اتجاهين
* يمكن أن تتحد المواد الناتجة لتكون المواد المتفاعلة.

تفاعلات عكوسة متجانسة

تكون جميع المواد في التفاعل في حالة واحدة من حالات المادة

تفاعلات عكوسة غير متجانسة

تكون المواد في أكثر من حالة فيزيائية

ملحوظة: يأتي سؤال على (تعليل التعاريف)

الاتزان الكيميائي

* تثبت التراكيز (هام)
* تتساوى سرعة التفاعل الطردي وسرعة التفاعل العكسي.

ثابت الاتزان K_{eq} (هام)

$$K_{eq} = \frac{[\text{النواتج}]}{[\text{المتفاعلات}]}$$

* أكبر من 1: تركيز النواتج أكبر — موضع الاتزان يفضل تكوين النواتج (الطردي)
* أقل من 1: تركيز المتفاعلات أكبر — موضع الاتزان يفضل تكوين المتفاعلات (العكسي)

قانون فعل الكتلة

عند ثبات درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طرديًا مع تركيزات المواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات (معامل).

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} \rightarrow K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

المعاملات

تعبير K_{eq}

* تركيز النواتج أكبر
* موضع الاتزان يفضل تكوين النواتج الطردي

* المواد الصلبة (S) لا تكتب
* المواد في الحالة السائلة (L) تكتب
* وأحيانًا يطلب الجلس تعطيك K_{eq} وتطلب كتابة المعادلة.

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \qquad K_{eq} = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]}$$

#ملتقى_الكيمياء

* مسائل ثابت الاتزان Keq
فكرة (1) تعويض مباشر بطيك التراكيز
فكرة (2) بطيك عدد المولات ويتم التحويل إلى التراكيز ثم التعويض المباشر
$M = \frac{n}{V}$
فكرة (3)
* بطيك تركيز أحد النواتج وتركيز الناتج الآخر هو نفسه تركيز الناتج الأول
* وهناك أفكار أخرى تعتمد على الرياضيات
* العوامل التي تؤثر على موضع الاتزان
التركيز
لا يؤثر على قيمة Keq
هام جدا
موضع الاتزان يتجه نحو التركيز الأقل
إضافة متفاعلات / سحب أو إزالة النواتج
الطردي
إضافة نواتج / سحب أو إزالة المتفاعلات
العكسي
* مبدأ لوشاتلية
(هام)
درجة الحرارة
* العامل الوحيد الذي يؤثر على قيمة Keq
التفاعلات الطاردة للحرارة
العلاقة عكسية مع Keq
رفع درجة الحرارة
العكسي تقل Keq
خفض درجة الحرارة
الطردي تزداد Keq
نواتج = متفاعلات + إشارة ΔH أو
التفاعلات الماصة للحرارة
العلاقة طردية مع Keq
رفع درجة الحرارة
الطردي تزداد Keq
خفض درجة الحرارة
العكسي تقل Keq
نواتج = متفاعلات - إشارة ΔH أو
الضغط (الحجم)
انتبه! العلاقة عكسية بين الضغط والحجم
* خاص بالمواد الغازية فقط
* لا يؤثر على قيمة Keq
خفض الضغط
* زيادة الضغط (تقليل الحجم)
* يتجه موضع الاتزان نحو عدد المولات الأقل
* تقليل الضغط (زيادة الحجم)
* نحو عدد المولات الأكبر
* إذا كان عدد مولات المواد الغازية متساوية في الطرفين الضغط (الحجم) لا يؤثر على موضع الاتزان
* العامل الحفاز
لا يؤثر على موضع الاتزان ولا على قيمة Keq
مثال

نظريات أرهينيوس والقواعد

* أحماض أرهينيوس: مركبات تحتوي على هيدروجين وتتأين لتعطي H^+ في المحلول المائي
HCl , CH_3COOH , HNO_3

* عادة تبدأ بـ H أو تنتهي بـ COOH

* قواعد أرهينيوس: مركبات تتأين لتعطي OH^- في المحلول المائي.
$NaOH$, KOH , $Mg(OH)_2$

* معظم هيدروكسيدات الفلزات

* أحادية البروتون (على)
CH_3COOH , HNO_3

* ثنائية البروتون
H_2SO_4

* ثلاثية البروتون
H_3PO_4

تتأين على ٣ مراحل

أقلها قوة

* أحماض برونستد - لوري: مادة تعطي H^+ (بروتون) في المحلول.

(حمض) $HCl \xrightarrow{-H^+} Cl^-$ (قاعدة مرافقة)

(حمض) H_2O (هام) $\xrightarrow{-H^+} OH^-$ (قاعدة مرافقة)

(الجزء المتبقي من الحمض بعد فقد H^+)

* قواعد برونستد - لوري: مادة تستقبل H^+ (بروتون) في المحلول.

(قاعدة) H_2O هام $\xrightarrow{+H^+}$ H_3O^+ (حمض مرافق)

(قاعدة) $CO_3^{-2} \xrightarrow{+H^+} HCO_3^-$ (حمض مرافق)

(الجزء الناتج عن القاعدة بعد استقبال H^+)

[الماء H_2O مادة متعددة]

* أحماض لويس: المادة التي لها القدرة على استقبال زوج أو أكثر من الكترونات الحرة.
BF_3 , $AlCl_3$, أيونات موجبة

* قواعد لويس: المادة التي لها القدرة على إعطاء زوج أو أكثر من الكترونات الحرة.
NH_3 , H_2O , $C_2H_5OC_2H_5$, أيونات سالبة

* aqua تعاريف لويس لأنه ممكن يأتي سؤال عليها

* CH_4 لا يعتبر حمضاً (على)
- لأنه C-H قطبيتها ضعيفة ولذلك ذرات H غير قابلة للتأين

* عدد ذرات H القابلة للتأين

تحسين القواعد

* تفاعل الفلزات مع الماء

$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$ (g)

* تفاعل أكاسيد الفلزات مع الماء

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$

ملتقى - الكيمياء

تسمية الأحماض

أحماض ثنائية العنصر HX

[حمض + هيدرو + اسم العنصر + يك]

HCl حمض هيدروكلوريك

HBr حمض هيدروبروميك

HF حمض هيدروفلوريك

HI حمض هيدروييوديك

H_2S حمض هيدروكبريتيك.

أحماض أكسجينية (ثلاثية العنصر) HXO

(هنا نعتمد على عدد تأكسد الذرة المركزية)

ملتقى الكيمياء

[عدد ذرات H − عدد ذرات O × 2 = عدد تأكسد الذرة المركزية (X)]

* استثناء

H_2CO_3 حمض الكربونيك (حم)

H_3BO_3 حمض البوريك

عدد التأكسد للذرة المركزية	
+1	حمض + هيبو + اسم الذرة المركزية + وز $HClO$ ، $HBrO$
+3, +4	حمض + اسم الذرة المركزية + وز $HClO_2$ ، H_2SO_3 ، H_3PO_3 ، HNO_2
+5, +6	حمض + اسم الذرة المركزية + يك $HClO_3$ ، H_2SO_4 ، H_3PO_4 ، HNO_3
+7	حمض + بير + اسم الذرة المركزية + يك $HClO_4$ ، $HBrO_4$

تسمية القواعد

[هيدروكسيد + اسم الكاتيون + رقم التكافؤ]

$LiOH$ هيدروكسيد الليثيوم

$Al(OH)_3$ هيدروكسيد المغنيسيوم

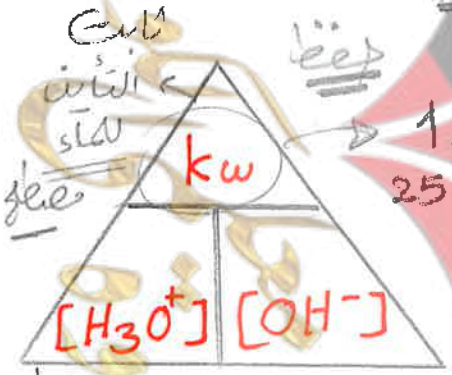
$Ba(OH)_2$ هيدروكسيد الباريوم

$Fe(OH)_3$ هيدروكسيد الحديد III (الثلاثي)

نوع المحلول | التأين الذاتي للماء (هام) $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ | عند $25^\circ C$

طبيعة المحلول	تركيز $[OH^-]$	تركيز $[H_3O^+]$	قيمة pH
قاعدي	أكبر من 1×10^{-7}	أقل من 1×10^{-7}	أكبر من 7
متعادل	يساوي 1×10^{-7}	يساوي 1×10^{-7}	يساوي 7
حمضي	أقل من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}	أقل من 7

* في الماء النقي يكون تفاعل التأثير متعادل ولذلك يكون $[H_3O^+] = [OH^-]$ عند جميع درجات الحرارة.



كاتيونات الهيدروجين والحموضة

$pH = -\log[H_3O^+]$ ← العلاقة عكسية ← $[H_3O^+]$

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

$pH + pOH = 14$

ملتقى الكيمياء

* محلول مائي تركيز $[H_3O^+]$ فيه سيادي $[0.2M]$ عند $25^\circ C$

* احسب تركيز $[OH^-]$ في المحلول.

$$[OH^-] = \frac{kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{0.2} = 5\times10^{-14}\ M$$

* احسب قيمة pH

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[0.2]$$
$$= 0.69$$

* احسب قيمة pOH ← ويمكن تحسبها من خلال $pOH = -\log[OH^-]$

$$pOH = 14 - pH$$
$$= 14 - 0.69$$
$$= 13.31$$

* نوع المحلول حمضي لأنه pH أقل من 7

قوة الأحماض والقواعد

* الأحماض والقواعد القوية

(التفاعل غير عكوس ←)

* تتأين كلياً (تأين تام)
* لا يوجد حالة اتزان
* الأحاليل المائية تتكون فقط من الأيونات الناتجة (هام)
* تركيز $[H_3O^+]$ = تركيز الحمض القوي
* تركيز $[OH^-]$ = تركيز القاعدة القوية

حمض قوي
$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

قاعدة قوية
$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$

مثال
هذه المعلومة مهمة في بعض المسائل.

$[HCl] = 0.1\ M$
$\therefore [H_3O^+] = 0.1\ M$

$[NaOH] = 0.1\ M$ مباشرة
$\therefore [OH^-] = 0.1\ M$

$[Ca(OH)_2] = 0.1\ M$
$\therefore [OH^-] = 2 \times 0.1\ M$

* لأن هنا $Ca(OH)_2$ ←

ملتقى الكيمياء ث

* الحمض القوي هو الذي يفقد بروتونه بسهولة.

* الأحماض والقواعد الضعيفة

(التفاعل عكوس ⇌)

* تتأين بشكل جزئي
* يوجد حالة اتزان
* يوجد ثابت تأين

حمض ضعيف
$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

قاعدة ضعيفة
$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

* الأحاليل المائية تتكون من جزيئات الحمض أو القاعدة غير المتأينة + الأيونات الناتجة. (هام)

ثابت التأين للحمض

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

$k_{a_1} > k_{a_2} > k_{a_3}$ ← الحمض في هذه الحالة يكون أقوى.

ثابت التأين للقاعدة

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

(صعب)

k_a

- علاقة عكسية ← pK_a
- علاقة طردية ← قوة الحمض
- هام

k_b

- علاقة عكسية ← pK_b
- علاقة طردية ← قوة القاعدة
- هام