

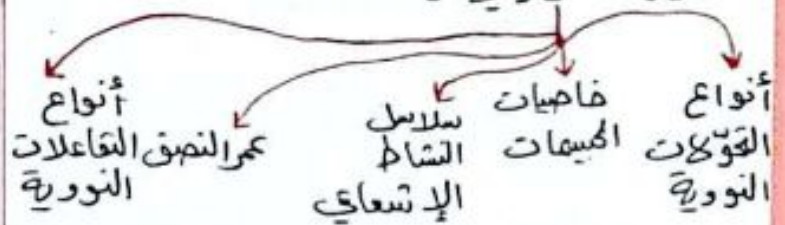


موقع سوريا التعليمية

قناة التيلجرام

<https://t.me/syriaST>

الكيمياء النووية -



رمز النواة: ${}^A_Z X$

- A = كتلة = بروتونات + نيوترونات
- Z = عدد ذري = بروتونات = إلكترونات

- نيوترون ${}^1_0 n$
- بروتون ${}^1_1 H$
- ألفا ${}^4_2 He$
- بيتا ${}^0_{-1} e$ ، ${}^0_{+1} e$
- بوزيترون ${}^0_{+1} e$ ، ${}^0_{-1} e$

- لما اختلف العدد الذري يختلف كل العنصر.
- النوى المستقرة (أعدادها الذرية زوجية) $\frac{N}{2} = 1$
- النوى المستقرة (أعدادها الذرية كسرية) $\frac{N}{2} > 1$

نظامي عنصر ما:

- تتفق د: العدد الذري، الخاضعات الكيميائية.
- تختلف د: العدد الكتلي، الخاضعات الفيزيائية.

- نظامي الهيدروجين ← الهيدروجين العادي ${}^1_1 H$
- ← الديتريوم ${}^2_1 H$
 - ← التريتيوم ${}^3_1 H$
- نظامي الهيليوم ← الهيليوم ${}^4_2 He$
- ← نظيري الهيليوم ${}^3_2 He$

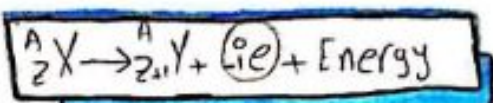
أنواع التحويلات النووية:

فقد أو اكتسب بروتون في اسم
تتلف أو تتحول في بعد الاسم

1) **تحول بيتا** ← فوق طوام الاستقرار

تحول نيوترون إلى بروتون ${}^0_{-1} e \rightarrow {}^1_1 H + {}^0_{+1} e$

المعادلة المعتمدة:



تطلق طاقة على شكل أمواج كهرومغناطيسية.

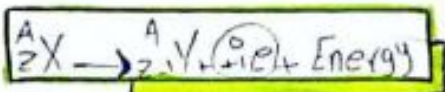
إن إصدار جسيم بيتا يسمح بزيادة عدد البروتونات بمقدار (1) وانخفاض عدد النيوترونات بمقدار (1) ولا يتغير العدد الكلي

2) تحول بوزيترون

فقد طوام الاستقرار

تحول بروتون إلى نيوترون ${}^1_1 H \rightarrow {}^1_0 n + {}^0_{-1} e$

المعادلة المعتمدة:



تطلق طاقة على شكل أمواج كهرومغناطيسية

إن إصدار بوزيترون يسمح بانخفاض عدد البروتونات بمقدار (1) وازدياد عدد النيوترونات بمقدار (1) ولا يتغير العدد الكلي

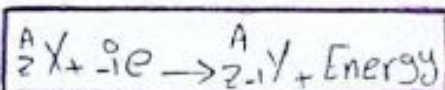
3) الأسى الإلكتروني

فقد طوام الاستقرار

تطلق طاقة على شكل أمواج كهرومغناطيسية

إن إصدار إلكترون يسمح بانخفاض عدد البروتونات بمقدار (1) وازدياد عدد النيوترونات بمقدار (1) ولا يتغير العدد الكلي

المعادلة المعتمدة:



تطلق طاقة على شكل أمواج كهرومغناطيسية

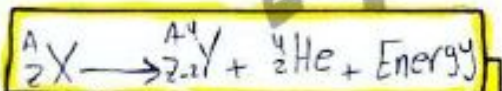
إن الأسى الإلكتروني يسمح بانخفاض عدد البروتونات بمقدار (1) وازدياد عدد النيوترونات بمقدار (1) ولا يتغير العدد الكلي

4) تحول ألفا

تطلق جسيم ألفا

حدث في النوى التي يزيد عدد الذرات عن 83

المعادلة المعتمدة:



تطلق طاقة على شكل أمواج كهرومغناطيسية

إن إصدار جسيمات ألفا يسمح بانخفاض العدد الذري بمقدار (2) وانخفاض العدد الكلي بمقدار (4).

مسائل الشمس:

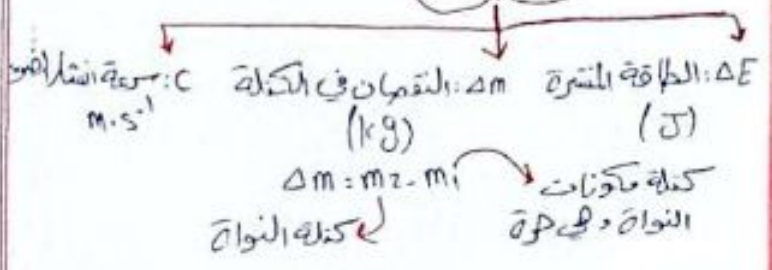
- دقائق = عدد دقائق $60 \times$
- ساعات = عدد ساعات $3600 \times$
- أيام = عدد أيام $3600 \times 24 \times$
- تتبع، تنتج عن E تكون سالبة لأن الشمس تحترق طاقة.

طاقة الارتباط:

هي الطاقة اللازمة لفصل النواة إلى مكوناتها من نيوترونات ونيوترونات حرة وهي مقدار موجب.

فسو كتلة النواة أكبر من مجموع كتل مكوناتها وهي حرة: نتيجة النقص في الكتلة الذي يتحول إلى طاقة مسترة وتُعطى بعلاقة

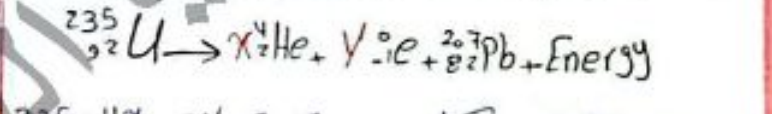
$$\Delta E = \Delta m c^2$$



طاقة الارتباط تسادي بالقيمة الطاقة المسترة وتعاكسها بالإشارة

سلسلة النشاط الإشعاعي:

يتحول اليورانيوم $^{235}_{92}U$ إلى الرصاص المستقر $^{207}_{82}Pb$ وفق سلسلة نشاط إشعاعي، اكتب عدد التحويلات من ألفا وبيتا التي تقوم بها اليورانيوم حتى يستقر



من مصدرة العدد الكتلي: $235 = 4x + 0y + 207$

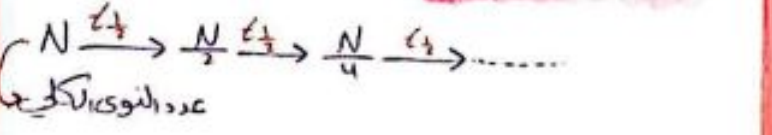
$$235 - 207 = 4x \Rightarrow 4x = 28 \Rightarrow x = 7$$

من قانون مصدرة العدد الذري: $92 = 2(7) - 1y + 82$

$$92 - 96 = -1y \Rightarrow y = 4$$

دوماً تبدأ من قانون مصدرة العدد الكتلي

عمر النصف لمادة مستقرة:



حسب عمر النصف من العلاقة الآتية:

$$T_{1/2} = \frac{t}{n} \ln 2$$

حيث: t : وقت عمر النصف، n : عدد مرات التكرار (عدد النوى)
 حيث: $T_{1/2}$: عمر النصف، n : عدد مرات التكرار (عدد النوى)

يتعلق بنوع المادة المستقرة فقط
 لا يتعلق بالظروف الفيزيائية أو الكيميائية أو الضغط أو الحرارة

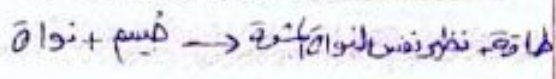
ملاحظة: لحساب عدد مرات التكرار n في المسائل:

- إذا أعطى عدد النوى في نص المبدأ نبدأ من العدد النوى المعطاة ونقسمها على 2 حتى الوصول إلى عدد النوى المطلوب.
- إذا أعطى كتلة العنصر المشع في نص المسألة نبدأ من الكتلة المعطاة ونقسمها على 2 حتى الوصول إلى الكتلة المطلوب.
- إذا لم يُعطى عدد النوى أو الكتلة نبدأ من N ونقسمه على 2 حتى الوصول إلى النسبة المطلوب.

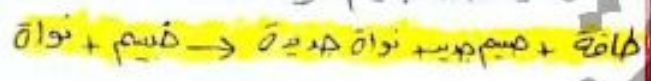


أنواع التفاعلات النووية:

1 **تفاعل الالتقاط:** تلتقط النواة القوية قذيفة بحدوث انقسام



2 **تفاعل التماطي:** تحدث عندما تتحول النواة الغدوثة بجسيم إلى عنصر جديد ببطاقة جسيم آخر



3 **تفاعل الانشطار النووي:** تتشطر فيه نواة ثقيلة لتعطي نواتين خفيفتين فوق الكتلة مع انطلاق طاقة هائلة



4 **تفاعل الاندماج النووي:** تندمج نواتان خفيفتان أو أكثر لتشكل نواة أثقل



تحدث تفاعلات الاندماج النووي في النجوم (الشمس). فسو كتلة النواة أكبر من مجموع كتل مكوناتها المدججة: نتيجة النقص في الكتلة الذي يتحول إلى طاقة

كتابة قذف نواة الجسيم النووي موجود في الطرف الأول من المعادلة

كتابة مطابقة تعني أنها في الطرف الثاني من المعادلة

• خاصيات الجسيمات:

جسيمات ألفا	جسيمات بيتا	أشعة غاما	
تتكون من نوى الهيليوم ${}^4_2\text{He}$	الكروونات عالية السرعة e^-	أمواج كهرومغناطيسية ذاتها عالية جداً	المهيسية
كتلتها تساوي أربعة أضعاف كتلة الهدروجين العادي	كتلتها تساوي كتلة الإلكترون	ليس لها كتلة ساكنة	الكتلة
تتحل تحتين موثرين	تتحل سلبية	تتحل سلبية كسرياً	السوية
تأين الغازات التي يمر من خلالها	أقل قدرة على تأين الغازات من جسيمات ألفا	أقل قدرة على تأين الغازات من جسيمات بيتا	تأين الغازات
نفوذيتها ضعيفة	نفوذيتها أكبر من نفوذيتها جسيمات بيتا	نفوذيتها أكبر من نفوذيتها جسيمات بيتا	النفوذية
$0.05c$ سرعة الضوء	$0.9c$ قريبة من سرعة الضوء	تساوي سرعة الضوء $c = 3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$	السرعة
تتغرف نحو اللبوس السالب لكثافة متكونة	تتغرف نحو اللبوس الموجب لكثافة متكونة	لا تتأثر	التأثر بالكول الكهربائي
تتغرف بتأثير القوة المغناطيسية	تتغرف بتأثير القوة المغناطيسية بحرية وعاكسة جهة الخراف جسيمات ألفا	لا تتأثر	التأثر بالقول المغناطيسي

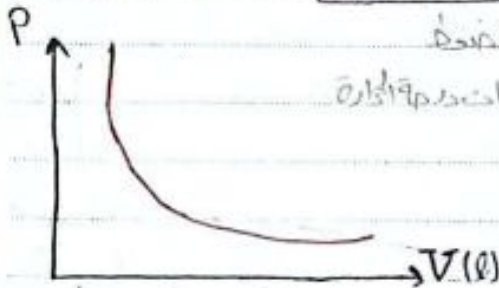
• تعاليل النووية:

- يعد النيوترون أفضل قذيفة نووية؛ لأنه جسيمه نووية متعادلة كهربائياً فلا يعاني تناقراً مع النواة
- إطلاق النواة للكروونات المؤلفة لجسيمات بيتا؛ بسبب تحول نيوترون إلى بروتون سينتقد داخل النواة فينتقل جسيم بيتا خارج النواة
- إطلاق النواة للبروتونات؛ بسبب تحول بروتون إلى نيوترون سينتقد داخل النواة فينتقل بروتون سينتقد خارج النواة
- لا تتأثر أشعة غاما بالكول الكهربائي؛ لأنها أمواج كهرومغناطيسية لا تتحل سوية كجسيمات
- تتأثر كل من جسيمات ألفا وجسيمات بيتا بالكول الكهربائي؛ لأنها تحلان تحتين كجسيمات

$$P \cdot V = \text{Const}$$

أبيات:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots = \text{Const.}$$



إذا الياف لتغير الضغط
بدراسة الحجم عند ثبات درجة الحرارة

2) العلاقة بين الحجم (V) ودرجة الحرارة (T) (قانون شارل):

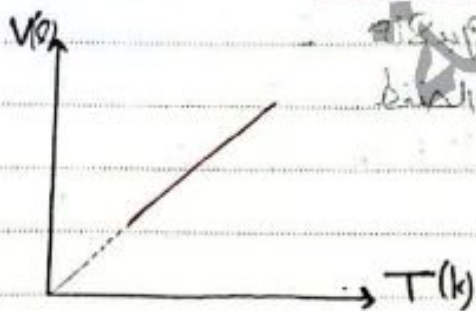
عندما يقول بثبات الضغط نستخدم قانون شارل مباشرة.

تناسب حجم غاز V لدرجة حرارة T بثبات الضغط P

نسبة حجم عينة من غاز V إلى درجة حرارته T تساوي مقدار ثابت Const عند ثبات الضغط

$$\frac{V}{T} = \text{Const}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots = \text{Const}$$



إذا الياف لتغير الحجم
بدراسة الحرارة بثبات الضغط

بثبات الحجم = إهال عدد العلية

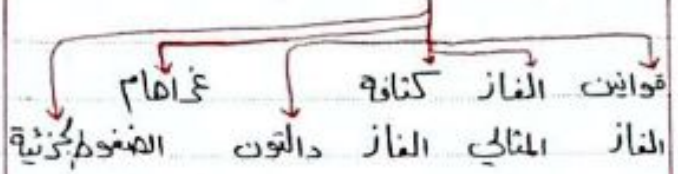
3) العلاقة بين الضغط P ودرجة الحرارة (T) (غاي لوساك):

عندما يقول بثبات الحجم نستخدم قانون غاي لوساك

تناسب ضغط غاز P لدرجة الحرارة T بثبات الحجم V

نسبة ضغط غاز P إلى درجة حرارته T تساوي مقدار ثابت Const عند ثبات الحجم

★ الغازات ★



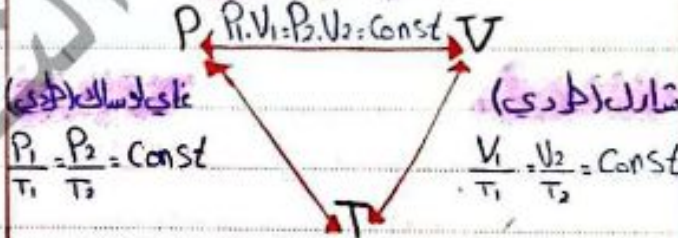
مكونات وقوانين الغاز:

الضغط P:	Pa × 10 ⁵	atm
الحجم V:	L × 10 ³	m ³
درجة الحرارة T:	°C + 273	K (كلفن)
عدد الجزيئات n:		mol

تلا حذرة:

في جميع قوانين الغاز تكون درجة الحرارة مقطرة بالكلفن (K).

بولى (عكسى)



هنا بين مقسومين على بعض التناسب عكسى
هنا بين مقسومين على بعض التناسب لمدى

★ تطبيقات على قانون الغاز:

1) العلاقة بين الضغط (P) والحجم (V) (قانون بولى):

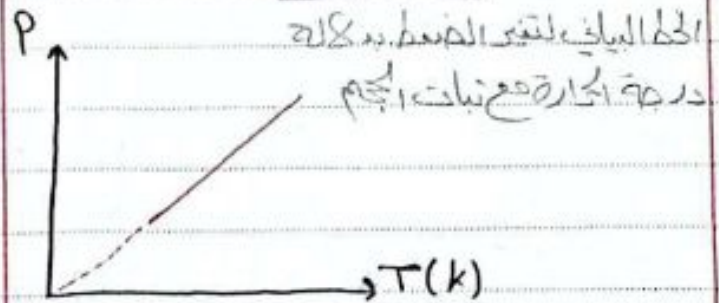
عندما يقول بثبات درجة الحرارة نستخدم قانون بولى مباشرة.

تناسب ضغط غاز P عكساً مع حجمه V بثبات درجة الحرارة T

مدا ضغط غاز P في حجمه V يساوي مقدار ثابت Const عند ثبات درجة الحرارة T

أي أن: $\frac{P}{T} = \text{Const}$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \dots = \text{Const.}$$



4 العلاقة بين عدد المولات n والحجم V (أفوغادرو):
عند ما يقول بثبات الضغط ودرجة الحرارة يستخدم قانون أفوغادرو مباشرة.

يتناسب حجم عينة من غاز V مع عدده n .
بثبات الضغط P ودرجة الحرارة T نسبة حجم عينة من غاز V إلى عدده n تساوي مقدار ثابت Const .

$$\frac{V}{n} = \text{Const} = V_{\text{mol}}$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = \dots = \text{Const} = V_{\text{mol}}$$

حالة فاصلة: حجم 1 mol من أي غاز في الشروط القياسية (هو $T_0 = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$, $P = 1 \text{ atm}$) هو حجم ثابت ويساوي 22.4L وبالتالي يبيع قانون أفوغادرو:

$$\frac{V}{n} = V_{\text{mol}} \Rightarrow \frac{V}{n} = 22.4 \Rightarrow V = 22.4 \times n$$

5 قانون الغازات العام (معادلة الغاز المثالي):
يربط بين متغيرات الغاز جميعها

$$P \cdot V = nRT \rightarrow \frac{P \cdot V}{T} = nR$$

وهي أجل عينة غازية ($n = \text{Const}$):

$$\rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \dots = \frac{P \cdot V}{T} = \text{Const}$$

$$\downarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$0.0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

فول الضغط atm والحجم L

$$R = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

فول الضغط Pa والحجم m^3

الغاز المثالي:

عدد التصادم الواجب توافرها في الغاز حتى يكون مثالي:

- 1 انعدام قوى التجاذب بين جزيئاته.
 - 2 حجم جزيئات الغاز مهملة بالنسبة للحجم الوعاء الذي يحتويه.
 - 3 التصادمات بين جزيئات الغاز تصادمات مرنة.
 - 4 تتحرك جزيئات الغاز حركة عشوائية.
- يسلك غاز النيون N سلوك غاز مثالي في حين يسلك غاز Co سلوك غاز هيدروجيني.

عدد التصادم التي تتضمنها الذنورية الجزيئية للغازات مع الشرح:

1. يتغير الغاز حجمه الوعاء الذي يوجد فيه. لأن جزيئاته تتحرك بحركة عشوائية بكافة الاتجاهات فمن الحجم الذي يشغله قبل أن يتحول حجمه في الغاز مقابل حجم الغاز نتيجة تباعد الجزيئات.
2. تحمل قوى التآثر المتبادل بين جزيئات الغاز.
3. تتزداد الطاقة الحركية لجزيئات الغاز بازدياد درجة الحرارة.
4. يتغير متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بمرور الزمن وتنتقل الطاقة بين الجزيئات من خلال التصادمات بينها.
5. بقاد درجة الحرارة ثابتة وينتج ضغط الغاز نتيجة تصادمه مع الجدران مع n الجزيئات n .

قانون دالتون والضغط الجزئية:

الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة له يعبر عنه بالعلاقة:

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

حيث P_i ضغط كل غاز جزئية

استنتج عبارة الضغط الكلي لمزيج مكون من ثلاثة غازات مختلفة بصفات الحجم ودرجة الحرارة:

$$P = P_1 + P_2 + P_3$$

حسب قانون دالتون:

يعطى ضغط كل غاز وفق قانون الغازات العام:

$$P_1 = n_1 \frac{R \cdot T}{V}, P_2 = n_2 \frac{R \cdot T}{V}, P_3 = n_3 \frac{R \cdot T}{V}$$

$$P = n_1 \cdot \frac{R \cdot T}{V} + n_2 \cdot \frac{R \cdot T}{V} + n_3 \cdot \frac{R \cdot T}{V}$$

$$P = (n_1 + n_2 + n_3) \cdot \frac{R \cdot T}{V}$$

$$P = n_c \cdot \frac{R \cdot T}{V}$$

تناسب طردي بين الضغط ودرجة الحرارة

علاقة الضغط الجزئية بالكسور المولية:

استنتج عبارة الضغط الجزئي بدلالة الكسور المولية للغاز ضمن مزيج غازي:

$$P_i = n_i \frac{R \cdot T}{V}$$

$$P = n_c \cdot \frac{R \cdot T}{V}$$

فنسب الضغط الجزئي إلى الضغط الكلي:

$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i \frac{R \cdot T}{V}}{n_c \frac{R \cdot T}{V}} \Rightarrow \frac{P_i}{P} = \frac{n_i}{n_c}$$

$$X_i = \frac{n_i}{n_c}$$

تركيبة النسبية بالكسور المولية لغاز:

$$\frac{P_i}{P} = X_i$$

كثافة الغاز (الكثافة الحجمية للغاز):

انطلاقاً من قانون الغازات العام أو من قانون كثافة الغاز ماذا نستنتج؟

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

$$\frac{m}{M \cdot V} = \frac{P}{R \cdot T} \quad \leftarrow \quad n = \frac{m}{M}$$

$$\rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

الكثافة

$$(9.1) \quad \rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

وبالتالي

تناسب كثافة الغاز:

طرداً مع ضغطه وكتلته المولية M

عكساً مع درجة الحرارة T .

أعلى تفسيراً علمياً يرتفع المنطاد في الجو عند تسخين الهواء داخله، لأنه يتسخن الهواء داخل المنطاد تنقص كثافته لتصبح أقل من كثافة الهواء المحيط به مما يؤدي إلى ارتفاعه.

تزداد كثافة غاز بازاء كتلته المولية

(تزايد الكثافة)
 إلى الأعلى كثافة → من الأقل كثافة
 إلى الأكبر كتلة مولية → من الأصغر كتلة مولية

(نقصان الكثافة)
 إلى الأقل كثافة → من الأعلى كثافة
 إلى الأصغر كتلة مولية → من الأكبر كتلة مولية

مسألة المنطاد

تسرب 1% ويبقى 9% للغاز
 $4m^3$ يجب ضخ $100m^3$ للغاز
 (الرقم المعلق) يجب ضخ $7m^3$
 حساب الكتلة: نشكل طون ونحسب
 الكتلة المولية ثم نضربها في السطر (1)
 بالنسبة للغاز: نضع الحجم في السطر (2)
 ونضع الحجم في الشراطين التفاضلين
 في السطر (1).

وغداً يمير الحلم
 لامراً واقماً وتطير
 من فرح البشارة
 صباحاً ♥

6 حساب كثافة الغاز d:

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \quad , \quad d = \frac{m}{V}$$

7 حساب عدد الجزيئات الغاز: نحسب أولاً عدد المولات n ثم نطبق العلاقة:

$$n = \frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد أفوغادرو}} \rightarrow \text{عدد الجزيئات} = n \times \text{عدد أفوغادرو}$$

8 لمعرفة الغاز المتبقي بعد نهاية التفاعل: نحسب عدد مولات كل غاز والغاز الذي عدد مولاته أكبر هو المتبقي بعد نهاية التفاعل بشرط أن تكون النسبة (1:1).

9 حساب الضغط عند نهاية التفاعل: نحسب عدد مولات الغاز المتبقي الغير متفاعلة (المتبقية) ثم نستخدمها في قانون الغازات العام ونحسب الضغط.

10 الضغط النهائي أو الضغط عند تسوية البحر أو الضغط في الشراطين التفاضلين $P = 1 \text{ atm}$

مسألة الغاز المجهول (عدد المولات)

$$P_x = P_1 + P_2 + P_3 + P_x$$

$$\rightarrow P_x = P_x - (P_1 + P_2 + P_3)$$

$$P_1 = n_1 \frac{R \cdot T}{V}, \quad P_2 = n_2 \frac{R \cdot T}{V}, \quad P_3 = n_3 \frac{R \cdot T}{V}$$

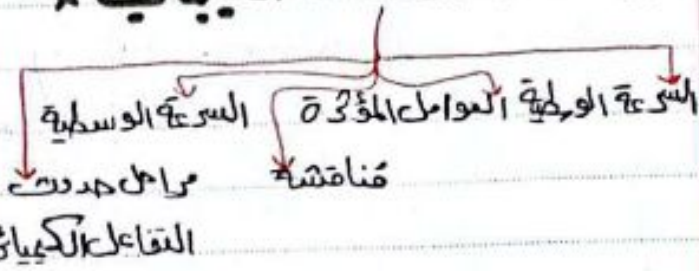
نحسب n من القانون، $n = \frac{m}{M}$

بعد إيجاد P_x نطبق القانون،

$$P_x = n_x \frac{R \cdot T}{V} \rightarrow n_x = \frac{P_x \cdot V}{R \cdot T}$$

♥ ♥ ♥

* سرعة التفاعل الكيميائي *

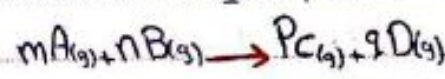


التفاعل الكيميائي

- هدف التفاعلات من حيث سرعة مع ذلك المثال:
 - أ) سريعة جداً ← احتراق غاز البوتان
 - ب) بطيئة جداً ← صدأ الحديد
 - ج) بطيئة جداً ← تشكل النفط والغاز

السرعة الوسطية:

1) السرعة الوسطية لمادة ما:
 ليكن لدينا التفاعل العام الآتي:



السرعة الوسطية لا تعتمد على المادة A و المادة B

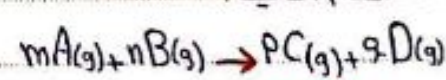
$$V_{avg}(A) = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}, \quad V_{avg}(B) = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

السرعة الوسطية تتشكل (تكون) المادة C و المادة D

$$V_{avg}(C) = +\frac{\Delta[C]}{\Delta t}, \quad V_{avg}(D) = +\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

2) السرعة الوسطية لتفاعل ما:

ليكن لدينا التفاعل العام الآتي:



السرعة الوسطية للتفاعل:

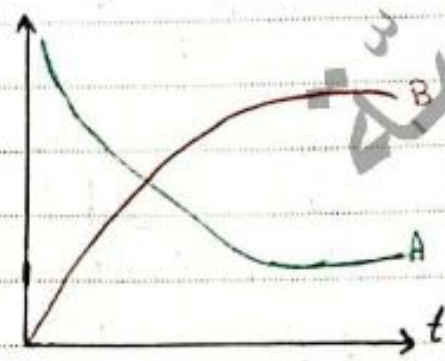
$$V_{avg} = -\frac{1}{m} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{p} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{q} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

$$\underline{\underline{أو}} \quad V_{avg} = \frac{1}{m} V_{avg(A)} = \frac{1}{n} V_{avg(B)} = \frac{1}{p} V_{avg(C)} = \frac{1}{q} V_{avg(D)}$$

* ملاحظات:

- 1) فحيث الإشارة السالبة في عبارة السرعة الوسطية لا تستهلك المواد المتفاعلة لأن تركيزها يتناقص مع الزمن
- 2) فحيث الإشارة الموجبة في عبارة السرعة الوسطية لتشكل المواد الناتجة لأن تركيزها يزداد مع الزمن
- 3) لا تدخل الأمثال التفاعلية في عبارة السرعة الوسطية لا تستهلك المواد المتفاعلة وتتشكل المواد الناتجة
- 4) يدخل مقلوب الأمثال التفاعلية للمادة في عبارة السرعة الوسطية للتفاعل
- 5) تقاس واحدة السرعة بـ $\text{mol.l}^{-1}.\text{s}^{-1}$
- 6) لا تدخل تركيز المواد الحلابة (S) والسائلة (l) في عبارة سرعة التفاعل على لأن تركيزها تبقى ثابتة مرها اختلفت كميتها. (السرعة الحجمية)

مثل بياناً تعني تركيز كل من المادتين A و B خلال سيرة التفاعل الآتي: $A_{(g)} \rightarrow B_{(g)}$

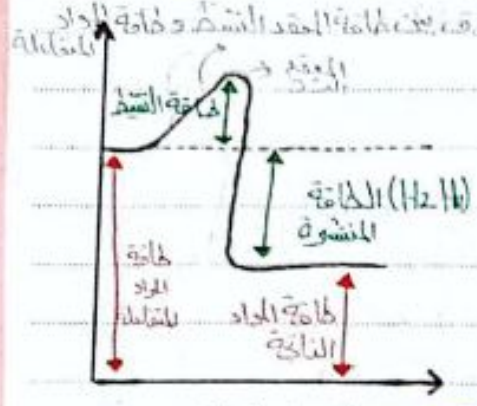


عند بداية التفاعل تكون تركيز المواد المتفاعلة أعظمية أما تركيز المواد الناتجة معدومة.
 بعد ورا من تناقص تركيز المواد المتفاعلة لأنها تستهلك أثناء التفاعل وتزيد تركيز المواد الناتجة لأنها تتشكل بالتدريج.

إحداثيات التفاعل ما هو المحور الأفقي تآثر طاقة المواد الناتجة
 أعلى من طاقة المواد المتفاعلة
 إحداثيات التفاعل ما هو المحور العمودي تآثر طاقة المواد المتفاعلة
 أعلى من طاقة المواد الناتجة

الطاقة كانت طاقة التنشيط كبيرة يكون التفاعل بطيئاً والمركب يكون

★ ارسم المخطط الطاقي لتفاعل ناشئ الحرارة ثم عدد للمراحل التي تمر من خلالها التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط.



- 1) ضعاف ردائهم هي ثبات المواد المتفاعلة.
- 2) تشكل الحالة الانتقالية أو ما يسمى المعقد النشط.
- 3) تمتلك المعقد النشط وتشكل النواتج.

السرعة الكلية للتفاعل:

حدت التفاعل الأذوي المحتمل بالمعادلة الآتية:

$$m A(g) + n B(g) \rightarrow \text{نواتج}$$
 تعطي عبارة سرعة التفاعل الكلية بالعلاقة:

$$V = k [A]^m [B]^n$$
 سرعة التفاعل تساوي ثابت السرعة كحضر وبأحد أو أكثر المواد المتفاعلة في فوعة إلى أس يساوي الخ فال التفاعلية.

فلا حذرات:

- 1) يتعلق ثابت السرعة ك بطبيعة المواد المتفاعلة ودرجة الحرارة معاً.
- 2) تتناسب سرعة التفاعل الكلية في التفاعلات الأولية ك رداً مع تركيز المواد الغازية (g) والمائيل (aq) فقط.
- 3) تعطي التركيز الجزيئي المولي: $C_{mol} = \frac{n}{V}$
- 4) رتبة التفاعل: هي مجموع أسس تركيز المواد المتفاعلة في عبارة سرعة التفاعل.

مراحل حدوث التفاعل الكيميائي:

★ نظرية التصادمات:
 تقوم نظرية التصادمات على فرضيتين عدد هما:
 1) حدوث تفاعل كيميائي يجب أن تصادم ذرات
 المواد المتفاعلة (جزيئات، أيونات، ذرات) مع بعضها
 2) التصادم شرط يلزم **وغير كافي** لحدوث التفاعل
 حيث يوجد تصادمات فعالة وأخرى غير فعالة.
 أعط تفسيراً علمياً لبعض التصادمات ينتج عنها تفاعل كيميائي وليس بهيئة أخرى لأنه يوجد تصادمات فعالة وأخرى غير فعالة ولا يحدث تفاعل كيميائي إلا إذا كانت التصادمات فعالة.

★ اعقاداً على نظرية التصادمات أكتب الشرطين اللذين ينبغي توافرها لكي يكون التصادم فعالاً.

- 1) أن تأخذ دقائق المواد المتفاعلة وضعاً فراغياً مناسباً.
- 2) أن تمتلك دقائق المواد المتفاعلة كذا الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل (طاقة التنشيط).

★ عرف طاقة التنشيط وماذا تتعلق هذه الطاقة؟
 طاقة التنشيط E_a : هي الحد الأدنى من الطاقة الواجب توافره لوصول طاقة المواد المتفاعلة إلى الحالة الانتقالية.

تتعلق طاقة التنشيط بطبيعة المواد المتفاعلة.

- ★ أعط تفسيراً علمياً لكل ما يأتي:
- 1) التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط فتخضع لتأثير أن تكون سريعة: لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون **كبيراً**.
- 2) التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط وتتمتع بتأثير أن تكون بطيئة: لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون **صغيراً**.

110 مناقشة هامة جداً

عند زيادة ضغط الغاز ينقص حجمه ويزداد تركيزه والعكس صحيح

فمثلاً: إذا ازداد الضغط إلى الضعف $P' = 2P$ ← ينقص الحجم إلى النصف $V' = \frac{V}{2}$ ← تزداد التركيز إلى الضعف $C' = 2C$



يُبين كيف تتغير سرعة التفاعل إذا ازداد تركيز المادة B بثلاث مرات.

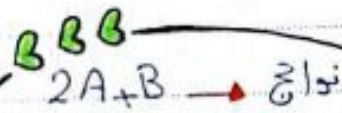
من الفرض: $[B]' = 3[B]$

$$\frac{V'}{V} = \frac{k[A]' [B]'^2}{k[A] [B]^2}$$

$$\frac{V'}{V} = \frac{[A] \cdot (3[B])^2}{[A] \cdot [B]^2} = 9$$

$$\frac{V'}{V} = 9 \rightarrow V' = 9V$$

← تزداد السرعة تسع مرات



يُبين كيف تتغير سرعة التفاعل إذا ازداد تركيز المادة A مرتين وانخفض تركيز المادة B مرتين.

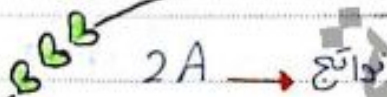
من الفرض: $[A]' = 2[A], [B]' = \frac{[B]}{2}$

$$\frac{V'}{V} = \frac{k[A]'^2 [B]'}{k[A]^2 [B]}$$

$$\frac{V'}{V} = \frac{(2[A])^2 \cdot (\frac{[B]}{2})}{[A]^2 \cdot [B]} = 2$$

$$\frac{V'}{V} = 2 \rightarrow V' = 2V$$

← تزداد السرعة مرتين



يُبين كيف تتغير سرعة التفاعل إذا انصاع حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل.

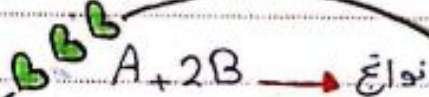
من الفرض: $C' = \frac{C}{2} \rightarrow [A]' = \frac{1}{2}[A]$

$$\frac{V'}{V} = \frac{k[A]'^2}{k[A]^2}$$

$$\frac{V'}{V} = \frac{(\frac{1}{2}[A])^2}{[A]^2} = \frac{1}{4}$$

$$\frac{V'}{V} = \frac{1}{4} \rightarrow V' = \frac{V}{4}$$

← تقل السرعة أربع مرات



يُبين كيف تتغير سرعة التفاعل إذا انصاع الضغط على الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل.

من الفرض: $P' = 2P \rightarrow V' = \frac{1}{2}V \rightarrow C' = 2C$

منه: $[A]' = 2[A], [B]' = 2[B]$

$$\frac{V'}{V} = \frac{k[A]' [B]'^2}{k[A] [B]^2}$$

$$\frac{V'}{V} = \frac{2[A] \cdot (2[B])^2}{[A] \cdot [B]^2} = 8$$

$$\frac{V'}{V} = 8 \rightarrow V' = 8V$$

← تزداد السرعة 8 مرات

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

① طبيعة المواد المتفاعلة:

على سرعة تفاعل غاز البوتان C_4H_{10} أكبر من سرعة تفاعل غاز الأوكثان C_8H_{18} في الشروط المتماثلة. لأن عدد الروابط $(C-C)$ و $(C-H)$ في غاز البوتان أقل منها في غاز الأوكثان.

على سرعة تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور أكبر من تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور في

الشروط ذاتها: $\Delta H_{H_2 + Cl_2} = +243 \text{ kJ mol}^{-1}$

$\Delta H_{H_2 + F_2} = +156.9 \text{ kJ mol}^{-1}$

لأن الطاقة اللازمة لتكسيم الرابطة $(Cl-Cl)$ أكبر بكثير من الطاقة اللازمة لتكسيم الرابطة $(F-F)$.

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي كلما قلت قيمة طاقة روابط المواد المتفاعلة.

تتعلق سرعة التفاعل بطبيعة المواد المتفاعلة.

②

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي المتجانس بازدياد

• التفاعل المتجانس: المواد المتفاعلة والناجية في طور واحد.

• التفاعل غير المتجانس: المواد المتفاعلة والناجية في أطوار مختلفة.

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي المتجانس بازدياد

الفعالية بين جزيئات المواد المتفاعلة.

• ضئيل جداً مقارنة مع سرعة التفاعل الكيميائي غير المتجانس.

من أمثلة تفاعل قطرة الفخم المائلة له بالكتلة وبالسرعة ذاتها: بسبب زيادة سطح التماس بين المواد المتفاعلة.

• فسر المواد الصلبة والسائلة المزوجة ذات

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي كلما قلت قيمة

التي تزداد سرعة التفاعل الكيميائي كلما قلت قيمة

④

الوسيط (المواد المساعدة):

• الوسيط: مادة تعيد من سرعة التفاعل الكيميائي لتقلل

الحدوث دون أن يتغير تركيبها الكيميائي في نهاية التفاعل.

• يقسم الوسيط إلى مستوع (مقار) وملتصق (متبط).

• يقتصر دور الوسيط الكفاز على زيادة سرعة التفاعل

القابل للحدوث وبالتالي خفض من طاقة التنشيط.

• يقتصر دور المتبط على نقصان سرعة التفاعل

القابل للحدوث وبالتالي رفع من طاقة التنشيط.

③

درجة الحرارة:

• فسر تزداد سرعة التفاعل الكيميائي

بزيادة درجة الحرارة: بسبب ازدياد عدد

الجزيئات التي تملك طاقة حركية أكبر أو

تساوي طاقة التنشيط في ذات عدد

التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد

سرعة التفاعل.

• فسر تحفظ الأغذية المعلبة لفترة زمنية طويلة

دون أن تفسد: نتيجة لإضافة مواد حافظة إليها تبطئ

سرعة تفاعل جزيئاتها.



• تشيكل، يتبع، تبع ← يستخدم السؤال الثاني
 • يتفاعل، ينقص ← مع أمثاله
 • عند توقف التفاعل يكون: $v = 0$
 $\Rightarrow k[A]^a \cdot [B]^b = 0 \rightarrow k \neq 0$
 (بما أن السؤال الثاني) $[A] = 0$ أو $[B] = 0$ يتنا
 • احسب تركيز المادة C عندما يتفاعل 4 mol من A
 كل تركيز A من المادة A يتفاعل فيها 4 mol
 كل 4 mol من المادة A يتفاعل فيها 4 mol
 حسب x نعوض في C.
 • قيمة سرعة التفاعل v بعد زمن تشيكل فيه
 4 mol من المادة D:
 حسب التركيز: $[D] = \frac{n}{V}$
 ثم نوجد قيمة x ونكمل.

$A + B \rightarrow C \Rightarrow v = k [A]^x \cdot [B]^y$
 بإعطاء تركيز المواد ضمن ثلاث تجارب وإعطاء
 سرعة التفاعل في كل تجربة.
 أولاً: استخراج قيم x و y :
 نعوض قيم التجارب الثلاثة في عبارة سرعة التفاعل،
 تشيكل ثلاث معادلات، نقسم الأولى على الثانية
 ثم الثالثة على الأولى حسب سهولة الختمارات،
 نوجد قيم x و y .
 ثانياً: حساب k : من خلال قيم إحدى التجارب،
 لدينا قيمة السرعة ولدينا تركيز المواد المتفاعلة،
 نعوض ثم نوجد k

لأن حُلْمَكَ
 لِيَسْتَحِقُّ
 لَأَتَقَنَّ!

مسألة المزج
 1) حسب الحجم الجديد بعد المزج: $V_1 = V_2 = V$
 2) حسب التركيز الجديدة بعد المزج (وهي
 تركيز ابتدائية بعد المزج):
 1) إما أن نعلم في نص المسألة التركيز قبل
 المزج عندنا حسب التركيز الجديدة من العلاقة:
 $C_1 V_1 = C_2 V_2 \rightarrow C_1 = \frac{C_2 V_2}{V_1}$
 بعد المزج $V_1 = V_2 = V$ قبل المزج
 $\rightarrow C_1 = C_2$
 2) أو أن نعلم في نص المسألة عدد
 المولات قبل المزج عندنا حسب التركيز
 الجديدة من العلاقة: $C_{mol} = \frac{n}{V}$

التوازن الكيميائي

المفهوم المحركي للتوازن الكيميائي : ثابت التوازن
 العوامل المؤثرة في حالة التوازن : حاصل التفاعل الكيميائي Q
 المسائل

تعريف التفاعل المتوازن: هو تفاعل عكوس وغير تام يمثل بمعادلة ذات اتجاهين متساويين: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$
 فسر ذلك بتساوي المواد المتفاعلة كلياً في التفاعلات المتوازنة: لأن المواد الناتجة تتفاعل مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها.

المفهوم المحركي للتوازن الكيميائي:

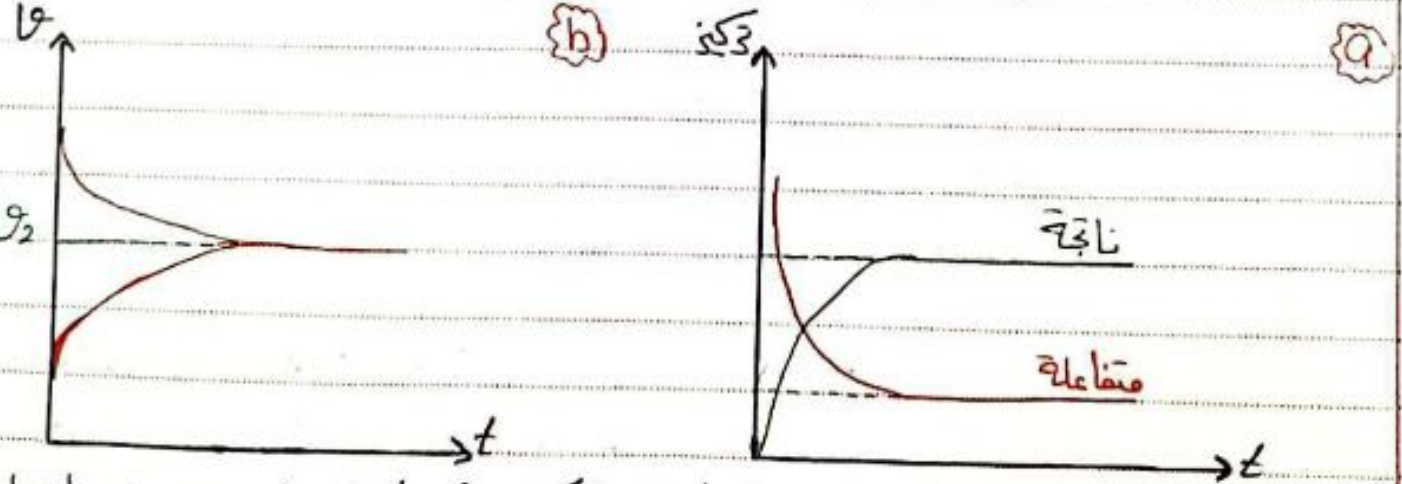
لديك التفاعل المتوازن الآتي: $A + B \rightleftharpoons C + D$ والمطلوب:

1) بين كيف تتغير تركيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعل المتوازن في بداية التفاعل. تكون تركيز المواد المتفاعلة أعظمية أي أن سرعة التفاعل المباشر أعلى في حين تكون تركيز المواد الناتجة معدومة أي أن سرعة التفاعل العكسي معدومة، وبمرور الزمن، تنقص تركيز المواد المتفاعلة (تستهلك) فتتقارب سرعة التفاعل المباشر وتزداد تركيز المواد الناتجة (تتكون) فتزداد سرعة التفاعل العكسي حتى تتساوى السرعتان فنصل إلى حالة التوازن.

2) اكتب العلاقة بين سرعتي التفاعل المباشر (1) والعكسي (2) عند ثبات التركيز. ثبات التركيز يدل على تساوي سرعتي التفاعلين: المباشر (1) والعكسي (2) أي أن $(v_1 = v_2)$

3) ماذا ستجيب كإجابة على تثبيت فيها تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في حالة التوازن وهي الحالة التي تثبت فيها تركيز المواد المتفاعلة والناتجة وتكون عندها سرعة التفاعل المباشر تساوي سرعة التفاعل العكسي.

4) ارسم خطاً بيانياً يوضح: a تغير تركيز المواد المتفاعلة والناتجة بدلالة الزمن حتى الوصول إلى حالة التوازن. b تغير سرعتي التفاعل المباشر والعكسي بدلالة الزمن حتى الوصول إلى حالة التوازن.



يسمى التوازن في حال التفاعلات الكيميائية بالتوازن المحركي، لأن التوازن فيه يحدث عند ما تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي ولا تكون قيمه السرعة أي تفاعل معدومة.

★ ثابت التوازن الكيمائي:

في التفاعل المتوازن التالي $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ يفرض أن كل من التفاعلين المباشرين والعكسي أوليان .

⊙ اكتب عبارة سرعة التفاعل المباشر و عبارة سرعة التفاعل العكسي ⊙ استنتج علاقة ثابت التوازن

⊙ سرعة التفاعل المباشر (1): $v_1 = k_1 [A]^a [B]^b$ وسرعة التفاعل العكسي (2): $v_2 = k_2 [C]^c [D]^d$

⊙ عند التوازن يكون: $v_1 = v_2$

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

نحول الثوابت لطرف والتركيز لآخر:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

يستخدم في المثال $\frac{k_1}{k_2}$

حيث أن النسبة $\frac{k_1}{k_2}$ وقدر ثابت ترمز له بـ k_c :

وهي عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز $k_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

- لا تظهر المواد الصلبة (s) والسائلة (l) في عبارة ثابت التوازن لأن تركيزها يبقى ثابتة مهما اختلفت كميتها

★ ملاحظات:

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

⊙ يمكن التعبير (في التفاعلات الغازية) عن ثابت التوازن بدلالة الضغط الجزئية:

⊙ إن k_c و K_p ثابتان ليس لهما وحدة.

⊙ تتعلف قيمه k_c و K_p بدرجة الحرارة فقط.

⊙ العلاقة التي تربط بين k_c و K_p : $K_p = k_c (R \cdot T)^{\Delta n}$ ثابت الغازات العام $R = 0.08206 \text{ atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

T : درجة الحرارة المطلقة كلفن: $T = C^\circ + 273$

Δn : الفرق بين عدد المولات الغازية الناتجة وعدد

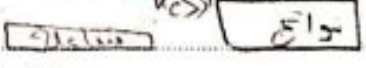
مولات الغازية المتفاعلة ($\Delta n = n_2 - n_1$)

- متى يكون $k_c = K_p$? عندما تساوي عدد المولات الغازية في طرفي المعادلة الموزونة أي أن عدد المولات

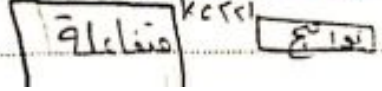
الغازية الناتجة تساوي عدد المولات الغازية المتفاعلة ($n_2 = n_1$) وتكون عندها ($\Delta n = 0$)

★ أهمية ثابت التوازن:

⊙ إذا كانت قيمة k_c كبيرة (السهم > المقام) كمية المواد الناتجة > كمية المواد المتفاعلة ← التفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر.



⊙ إذا كانت قيمة k_c صغيرة (السهم < المقام) كمية المواد الناتجة < كمية المواد المتفاعلة ← التفاعل



العوامل المؤثرة في حالة التوازن

درس العالم لو شاتولييه التغيرات التي تؤثر في حالة التوازن الكيميائي وتنقص قاعدة لو شاتولييه على أنه: إذا حدثت تغيير في أحد العوامل المؤثرة في جملة كيميائية متوازنة مثل: التركيز أو الضغط أو درجة الحرارة تحت التوازن فيتحقق التفاعل بالاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغيير.



2) تأثير تغيير الضغط:

★ عند زيادة الضغط تحت التوازن فيتحقق التفاعل بالاتجاه الذي يؤدي عدد مولات غازية الأقل
عند نقصان الضغط تحت التوازن فيتحقق التفاعل بالاتجاه الذي يؤدي عدد مولات غازية أكثر
لا يؤثر تغيير الضغط في حالة التوازن إذا كان عدد المولات الغازية متساوياً في طرفي المادتين
لا يؤثر تغيير الضغط في قيمة ثابت التوازن K_c لأن ثابت التوازن K_c يتعلق بدرجة الحرارة فقط



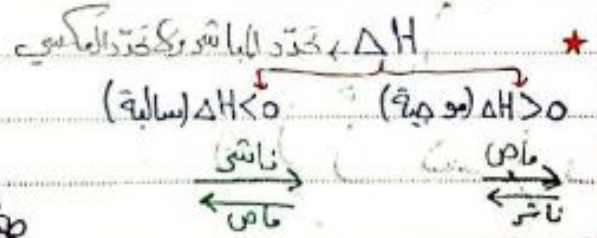
1) تأثير تغيير التركيز:

★ عند زيادة تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة تحت التوازن فيتحقق التفاعل بالاتجاه الذي ينقص فيه تركيز هذه المادة.
★ عند نقصان تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة تحت التوازن فيتحقق التفاعل بالاتجاه الذي يزداد فيه تركيز هذه المادة.
★ لا يؤثر تغيير تركيز مادة في قيمة ثابت التوازن K_c : لأن ثابت التوازن K_c يتعلق بدرجة الحرارة فقط



4) تأثير تغيير درجة الحرارة:

★ عند رفع درجة الحرارة تحت التوازن فيتحقق بالاتجاه الماص للحرارة.
★ عند خفض درجة الحرارة تحت التوازن فيتحقق التفاعل بالاتجاه الناشئ للحرارة.



3) تأثير الحفاز:

★ لا يؤثر حفاز على حالة التوازن ولا في قيمة ثابت التوازن وإنما يسرع الوصول إلى حالة التوازن
★ فسر إضافة حفاز يسرع الوصول إلى حالة التوازن: لأن الحفاز يزيد من سرعة التفاعل المباشر والعكسي بمقادير ذاتة.

Dr. Hajar H. H. H.



• عند واصل فيتحقق التفاعل المباشر بتأثير تغيير درجة الحرارة تزداد قيمة ثابت التوازن: بسبب ازدياد كمية المواد الناتجة ونقصان كمية المواد المتفاعلة.
• عند واصل فيتحقق التفاعل العكسي بتأثير تغيير درجة الحرارة تنقص قيمة ثابت التوازن: بسبب نقصان كمية المواد الناتجة وازدياد كمية المواد المتفاعلة.

التفاعلات التي تصاحف فيها قيمة K_c هي التي يكون فيها
أية عدد لا يقع القوس فهو الحد الذي ينبغي لهذا العدد

★ حساب ثابت التوازن من خلال المعادلات:

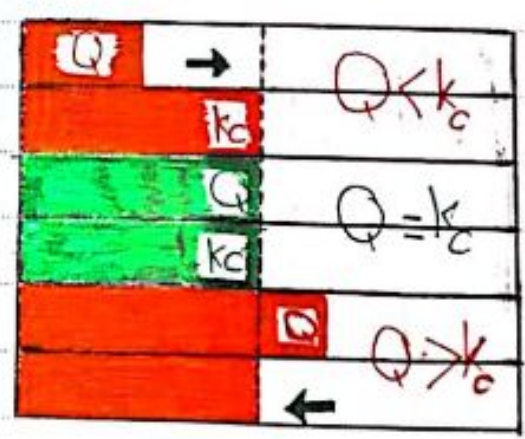
- ① إذا عكست التفاعل فإن قيمة ثابت التوازن الجديد يساوي مقلوب ثابت التوازن الأذك: $K_c' = \frac{1}{K_c}$
- ② إذا أضيفت معادلة التفاعل بمعامل ما رقم ما مثلاً فإن ثابت التوازن الجديد يُرفع إلى أس يساوي ذلك المعامل: $K_c' = (K_c)^n$
- ③ ثابت التوازن لتفاعل يتم بعدة مراحل يساوي جداء ثابت التوازن للمراحل التي يمر بها هذا التفاعل.

★ حاصل التفاعل Q:

تتألف عبارة حاصل التفاعل Q عبارة ثابت التوازن K_c حيث تؤخذ التراكيز في لحظة ما (دون شروط الوصول لحالة التوازن).

نتيجت ثلاث حالات:

- ① $Q < K_c$ → تتأكسد المواد الناتجة أقل من تحاكيها في حالة التوازن.
→ يُوجه التفاعل المباشر على التفاعل العكسي للوصول إلى حالة التوازن.
- ② $Q = K_c$ → التفاعل في حالة توازن.
- ③ $Q > K_c$ → تتأكسد المواد الناتجة أكبر من تحاكيها في حالة التوازن.
→ يُوجه التفاعل العكسي على التفاعل المباشر للوصول إلى حالة التوازن.



وَلَيْنَ هَمَزْتِ رِيَاخَ الْيَاسِ مَرَكَبْنَا
فَجَسْنَ اللَّظْنَ بِاللَّهِ يَجِينَا. ♡

أفكار المسائل

1) لحساب ثابت التوازن k_c : لازم نحسب التراكيز عند التوازن أي نوجد قيمه x من السطر الثاني.

2) النسبة المئوية المتفاعلة من A للوصول الى حالة التوازن:

كل تركيز المادة من المادة A يتفاعل فيها أمثلة المادة

كل 1 mol من المادة A يتفاعل منها 2 mol

3) إذا طلب حساب k_1 و k_2 يستخدم: $k_c = \frac{k_1}{k_2}$

ونعزل المطلوب.

4) إذا أعطاني عدد الجزيئات عند التوازن وكان معي الحجم

سأستخدم القانون: $C = \frac{n}{V}$ ويكون الناتج هو التركيز عند التوازن.

5) حساب التراكيز الأبتدائية: نكتب المعادلة مع السطرين

ثم نستفيد من التراكيز عند التوازن بعد أن نحسب x

6) وضع 2 mol من المادة A فتفكك فيه 20% ما عند بلوغ

التوازن ← لحساب قيمه x :

كل تركيز A من A يتفكك فيه 2 mol

كل 1 mol من A يتفكك فيه 2 mol

7) إذا أعطاني قيمه k_c و طلب التراكيز عند التوازن:

نكتب المعادلة ونختار سطرين ← نكتب علاقة k_c ← نفوض

k_c في المعادلة ← نحل الطرفين ← نحصل على قيمه x .

* المحوض والأكس *

النظريات الأذواج المترافقة ثابت تأين الماء قوة المحض وقدرة الأساس ثابت تأين المحض ثابت تأين الأساس

نظريات في المحوض والأكس:

① نظرية أرينوس:

المحض: هو كل مادة كيميائية تخرأيونات الهيدروجين H^+ عند إذلالها في الماء. $HA \rightarrow H^+ + A^-$
 الأساس: هو كل مادة كيميائية تخرأيونات الهيدروجين OH^- عند إذلالها في الماء. $B + H_2O \rightarrow B^- + H_3O^+$

② نظرية برونستد-لوري:

المحض: هو كل مادة كيميائية قادرة على منح وتكون H^+ أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معها.
 الأساس: هو كل مادة كيميائية قادرة على استقبال وتكون H^+ أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معها.

③ نظرية لويس:

المحض: هو كل مادة كيميائية قادرة على استقبال زوج الكورني أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معها. (المستقبل للزوج الإلكتروني)
 الأساس: هو كل مادة كيميائية قادرة على منح زوج الكورني أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معها.

* ملاحظات:

① تُسمى الرابطة المتشكلة بين الذرة المانحة للزوج الإلكتروني والذرة الآخذة لهذا الزوج بالرابطة التساندية.

② الأيونات التي تحمل شحنة موجبة يمكن أن نعتبرها محوض لويس.

③ الأيونات التي تحمل شحنة سالبة يمكن أن نعتبرها أساس لويس.

الأذواج المترافقة وفرو ونشيد لوري:

① منح المحض للبروتون كحول هذا المحض إلى أساس جدي يُسمى أساس فرافق.

② استقبال الأساس للبروتون كحول هذا الأساس إلى محض جدي يُسمى محض فرافق.

ملاحظات:

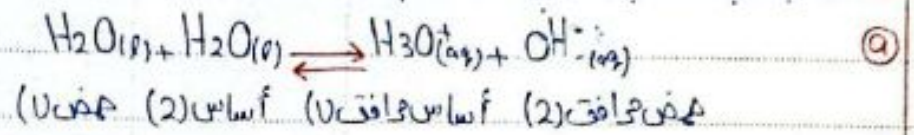
① كلما كان المحض أقوى كانت أساسه المرافق أضعف والعكس صحيح.

② كلما كان الأساس أقوى كان محضه المرافق أضعف والعكس صحيح.

أعمد تقسيمياً علمياً يُعد الماء مركباً مذاباً:
لأنه يسلك سلوكاً حمضياً وسلوكاً أساسياً وفقاً للمادة التي يتفاعل معها.

التآين الذاتي للماء وثابت تأينه:

يعد الماء ناقلاً رديئاً للتيار الكهربائي لامتداده على أيونات قليلة والمطلوب:
@ أكتب معادلة التآين الذاتي للماء وحدد عليها الأزواج المترافقة وفق نظرية لوينشتاين-أوري
@ أكتب عبارة ثابت تأين الماء ثابت التوازن.



(b) يُعطى ثابت تأين الماء K_w بالعلاقة الآتية عند درجة الحرارة $25^\circ C$:

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

بما أن الماء هو المتأين في كل ذلك لا يظهر في عبارة ثابت تأين الماء.

الأس الهيدروجيني pH والأس الهيدروكسيدي P_{OH}:

يُعبر عن pH عند درجة الحموضة في المحلول المائي الممدد $P_H = -\log [H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-P_H}$
يُعبر عن P_{OH} عند درجة القلوية في المحلول المائي الممدد: $P_{OH} = -\log [OH^-] \Leftrightarrow [OH^-] = 10^{-P_{OH}}$
العلاقة بين درجة الحموضة ودرجة القلوية في المحلول: $P_{OH} + P_H = 14$
لكل من الأس الهيدروجيني P_H والأس الهيدروكسيدي P_{OH} قيمة أكبر

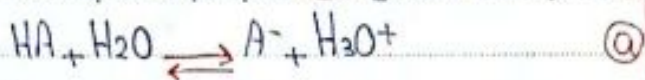
★ **اسم الـ pH:** **تزداد الصفة القلوية** ← **تزداد الصفة الحمضية** ←
كل شيء قوي يعود عن الـ 7
كل شيء ضعيف يعود عن الـ 7

0	ع.ف	ع.ض	7	ع.ض	ع.ف	14
$P_H < 7$		$P_H = 7$		$P_H > 7$		
حمض		معتدل		قلوي (أساسي)		
$[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$		$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$		$[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$		
$[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$				$[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$		
$[H_3O^+] > [OH^-]$				$[H_3O^+] < [OH^-]$		

ثابت تأين الكوض الضعيفة أحادية الوظيفة k_a :

محلول مائي لكوض ضعيف HA والمخواب:

اكتب معادلة تأينه (b) اكتب عبارة ثابت تأين الكوض الضعيف k_a بدلالة التراكيز (c) أثبت أن: $[H_3O^+] = \sqrt{k_a \cdot C_a}$



(b) عبارة ثابت تأين الكوض الضعيف بدلالة التراكيز:

$$k_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

(c) من معادلة التأيين: عند التوازن $[A^-] = [H_3O^+]$

$$\rightarrow k_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$$

وبإهمال القيمة الصغيرة المتأينة من الكوض يمكن أن نعتبر: $[HA] = C_a$

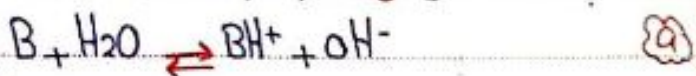
$$\rightarrow k_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} \rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{k_a \cdot C_a}$$

أي تزداد قوة الكوض بازدياد k_a

ثابت تأين الأسس الضعيفة أحادية الوظيفة k_b :

محلول مائي للأسس ضعيف B والمخواب:

اكتب معادلة تأينه (b) اكتب عبارة ثابت تأين الأسس الضعيف k_b بدلالة التراكيز (c) أثبت أن: $[OH^-] = \sqrt{k_b \cdot C_b}$



(b) عبارة ثابت تأين الأسس الضعيف بدلالة التراكيز:

$$k_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

(c) من معادلة التأيين: عند التوازن $[BH^+] = [OH^-]$

$$\rightarrow k_b = \frac{[OH^-] \cdot [OH^-]}{[B]} = \frac{[OH^-]^2}{[B]}$$

وبإهمال القيمة الصغيرة المتأينة من الأسس يمكن أن نعتبر: $[B] = C_b$

$$\rightarrow k_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b} \rightarrow [OH^-] = \sqrt{k_b \cdot C_b}$$

تزداد قوة الأسس بازدياد k_b

ملاحظات هامة للأشياء النظرية

- ① تزداد قوة التخضع كلما أصبحت قيمة الـ PH .
- ② تزداد قوة الأساس كلما كبرت قيمة الـ PH .
- ③ كلما كانت التخضع أقوى كان أساسه المرافق أضعف والعكس صحيح .
- ④ كلما كان الأساس أقوى كانت هضبة المرافق أضعف والعكس صحيح .
- ⑤ عند مقارنة قوة التخضع ضعيفين أو أكثر فإن التخضع الذي له قيمة K_a أكبر هو الأقوى .
- ⑥ عند مقارنة قوة أساسين ضعيفين أو أكثر فإن الأساس الذي له قيمة K_b أكبر هو الأقوى .
- ⑦ بازدياد قيمة K_a للتخضع للضعيف ← يزداد $[H_3O^+]$ ← تقل قيمة الـ PH ← تزداد قوة التخضع .
- ⑧ بازدياد قيمة K_b للأساس الضعيف ← يزداد $[OH^-]$ ← تقل $[H_3O^+]$ ← تزداد قيمة الـ PH ← تزداد قوة الأساس .
- ⑨ في أي محلول تكون الـ PH أقل ؟

لكن تكون قيمة الـ PH أقل ما يمكن يجب أن تكون $[H_3O^+]$ أكبر ما يمكن حسب العلاقة : $PH = -\log [H_3O^+]$
 ولكن تكون $[H_3O^+]$ أكبر ما يمكن أن تكون قيمته K_a أكبر ما يمكن حسب العلاقة : $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot Ca}$

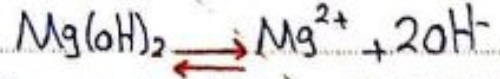
⑩ في أي محلول تكون قيمة $[OH^-]$ أكبر ؟
 $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

أي لكي تكون $[OH^-]$ أكبر ما يمكن يجب أن تكون $[H_3O^+]$ أضعف ما يمكن .

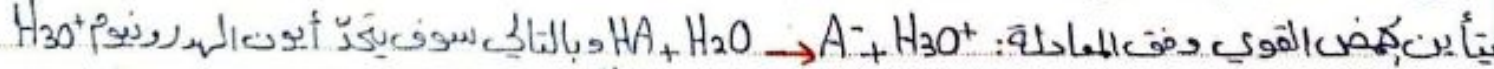
ولكن تكون $[H_3O^+]$ أضعف ما يمكن يجب أن تكون قيمته K_a أضعف ما يمكن حسب العلاقة : $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot Ca}$

⑪ في أي محلول تكون قيمة $[H_3O^+]$ أكبر ؟
 لكي تكون $[H_3O^+]$ أكبر ما يمكن يجب أن تكون قيمته K_a أكبر ما يمكن حسب العلاقة : $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot Ca}$

سؤال: يتأكسد هيدروكسيد المغنيزيوم وفق المعادلة الآتية:



اشرح كيف تؤدي إضافة كمية من محلول حمض قوي على تآين المحلول.



الناج من تآين الحمض القوي مع أيون الهيدروكسيد OH^- وتشكل الماء H_2O ← ينقص تركيز $[OH^-]$ ← يحل التوازن وتتحرك التفاعل بالاتجاه المباشري وفق قاعدة لوشاتولييه ← يتأين قسم من الأساس الضعيف

فلا حفظت حل المسائل

حساب $[H_3O^+]$

- ① في حال حمض قوي؛ مادة أولية: C_a
- ② في حال حمض قوي ثنائي الأيونية، $2C_a$
- ③ في حال حمض ضعيف: $\alpha \cdot C_a$
- ④ إذا علمت قيمة $[OH^-]$: $\frac{10^{-14}}{[OH^-]}$
- ⑤ إذا علمت قيمة P_H : 10^{-P_H}
- ⑥ في حال حمض ضعيف وفي ثابت التأيين $\sqrt{K_a \cdot C_a}$

قوانين للمسائل

- ① التركيز المولي: $C_{mol.l^{-1}} = \frac{n}{V}$
 - ② التركيز الغروي: $C_{g.l^{-1}} = \frac{m}{V}$
 - ③ العلاقة بين التركيزين المولي والغروي:
- $$C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \times M$$
- ④ حساب عدد مولات المادة: $n = \frac{m}{M}$
 - ⑤ حساب كتلة المادة: $m = C_{g.l^{-1}} \times V$ ، $m = C_{mol.l^{-1}} \times V \times M$
 - ⑥ قانون التمديد: بعد n قبل $C'V' = C \cdot V$

ملاحظات هامة:

- ① يجب بالأساس كيف يتغير $[H_3O^+]$ في المحلول في نقص الـ P_H بقيمة
- حسب P_H ← حسب $[H_3O^+]$ $\frac{[H_3O^+]'}{[H_3O^+]} = \frac{P_H'}{P_H}$ $\frac{[H_3O^+]'}{[H_3O^+]} = \frac{P_H'}{P_H}$
- ② في عبارات k_a ، k_b ، k_h ، عند ما يوجد α مسبوقه α أو $\frac{1}{\alpha}$ تحول لصغيرها.
 - ③ $V - V' =$ حجم الماء المضاف

حساب $[OH^-]$

- ① في حال أساس قوي وأحادي الأيونية C_b
- في حال أساس ضعيف $\alpha \cdot C_b$
- إذا علمت قيمة $[H_3O^+]$: $\frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$
- إذا علمت قيمة الـ P_{OH} : $10^{-P_{OH}}$
- في حال الأساس الضعيف وفي ثابت التأيين $\sqrt{K_b \cdot C_b}$

المحاليك المائية للملاح

الاسم العنصرى	رمز العنصرى	رمز الأيون	التكافؤ	الجذر	الصيغة	التكافؤ
الصوديوم	Na	Na ⁺	1	أهونيوم	NH ⁺	1
البوتاسيوم	K	K ⁺	1	مخلات	HCOO ⁻	1
الفضة	Ag	Ag ⁺	1	مخلات	CH ₃ COO ⁻	1
الكور	Cl	Cl ⁻	1	نترات	NO ₃ ⁻	1
الكالسيوم	Ca	Ca ²⁺	2	سيانيد	CN ⁻	1
القصص	Pb	Pb ²⁺	2	كربونات	SO ₄ ²⁻	2
الباريوم	Ba	Ba ²⁺	2	كربونات	CO ₃ ²⁻	2
المغنسيوم	Mg	Mg ²⁺	2	كرومات	CrO ₄ ²⁻	2
الكبريت	S	S ²⁻	2	فوسفات	PO ₄ ³⁻	3

• قطبية الملاح : نعلم أن الملاح يتكون من تفاعل الجذر مع الأساس : ماء + ملح → أساس + حمض

• أملاح تفسر أعمياً تتمتع الأملاح بخاصية القطبية : لذلك الأملاح مركبات أيونية تتألف من جزئين

① جزء أساسي موجب : أيون معدني أو أكثر أو جذر أهونيوم أو أكثر

② جزء مهضي سالب : أيون لامعدني أو أكثر أو جذر مهضي أو أكثر

• أملاح جيدة الذوبان (الأملاح الذوبانية) : (Na⁺, K⁺, NH₄⁺, CH₃COO⁻, BaCl₂, CaCl₂)

• أملاح قليلة الذوبان : (BaSO₄, CaCO₃, AgCl, PbCl₂, Ca₃(PO₄)₂, Ag₂SO₄)

• أملاح تفسر أعمياً لكل ما يأتي :

⑤ بعض الأملاح جيدة الذوبان بالماء : لأن قوى التجاذب بين أيونات الملاح في بلورتها أقل من قوى التجاذب

التي تنشأ بين هذه الأيونات وجزيئات الماء أثناء الذوبان .

⑥ بعض الأملاح قليلة الذوبان بالماء : لأن قوى التجاذب بين أيونات الملاح في بلورتها أكبر من قوى التجاذب

التي تنشأ بين هذه الأيونات وجزيئات الماء أثناء الذوبان .

• إماهة الملاح : هو ذوبان الملاح في الماء وتشكل الأيونات المهدية (الأيونات المحاطة بجزيئات الماء).

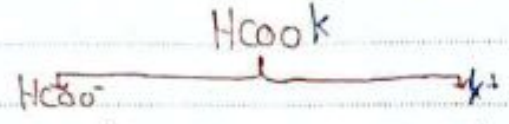
مثال : معادلة إماهة ملح كلوريد الصوديوم



محاللة ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي:

مولد مائي لمخ نترات البوتاسيوم والمطلوب:

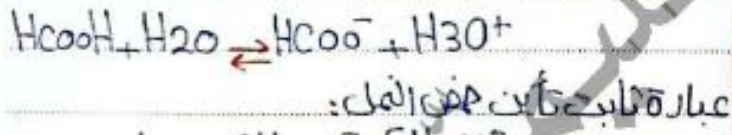
- 1) اكتب معادلة الإماهة ثم الحمضية لهذا الملح.
- 2) حدد طبيعة الوسط الناتج على إجاباتك.
- 3) اكتب عبارة ثابت حمضية هذا الملح k_h بدلالة التراكيز.
- 4) استنتج العلاقة التي تربط بين ثابت حمضية هذا الملح k_h وثابت تأين حمض الفل k_a .



- 1) أيون ناتج عن أساس قوي أيون ناتج عن حمض ضعيف
أيون هيدروني (كأ يتقدم) يتفاعل مع الماء (يتقدم)
 $\text{HCOOK} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{K}^+$
 $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOOH} + \text{OH}^-$ الحمضية:
- 2) الوسط قلوي، لأنه ينتج أيون OH^- عن تفاعل الحمضية.
- 3) عبارة ثابت الحمضية k_h :

$$k_h = \frac{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]}$$

4) تكتب معادلة ثابت حمض الفل:



$$k_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

حسب الجداء: $k_h \cdot k_a$:

$$k_h \cdot k_a = \frac{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} \cdot \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$k_h \cdot k_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = k_w$$

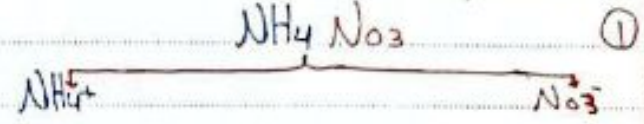
$$\rightarrow k_h = \frac{k_w}{k_a} = \frac{10^{-14}}{k_a}$$

وهي عبارة ثابت الحمضية k_h بدلالة ثابت التأيين k_a .

محاللة ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

مولد مائي لمخ نترات الأمونيوم والمطلوب:

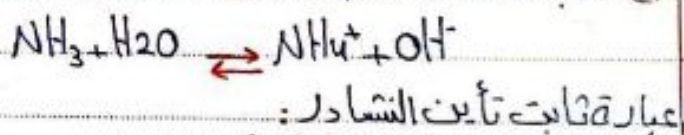
- 1) اكتب معادلة الإماهة ثم الحمضية لهذا الملح.
- 2) حدد طبيعة الوسط الناتج على إجاباتك.
- 3) اكتب عبارة ثابت حمضية هذا الملح k_h بدلالة التراكيز.
- 4) استنتج العلاقة التي تربط بين ثابت حمضية هذا الملح k_h وثابت تأين الشار k_b .



- 1) أيون ناتج عن حمض قوي أيون ناتج عن أساس ضعيف
أيون هيدروني (كأ يتقدم) يتفاعل مع الماء (يتقدم)
 الإماهة: $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$
 الحمضية: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
- 2) الوسط حمضي، لأنه ينتج أيون H_3O^+ عن تفاعل الحمضية.
- 3) عبارة ثابت الحمضية k_h :

$$k_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

4) تكتب معادلة ثابت الشار:



$$k_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

حسب الجداء: $k_h \cdot k_b$:

$$k_h \cdot k_b = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \cdot \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$k_h \cdot k_b = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = k_w$$

$$\rightarrow k_h = \frac{k_w}{k_b} = \frac{10^{-14}}{k_b}$$

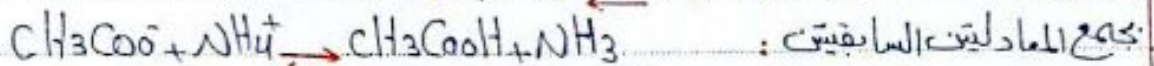
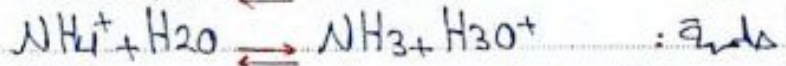
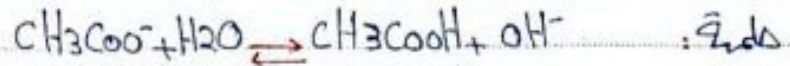
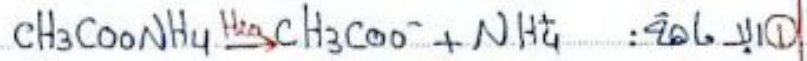
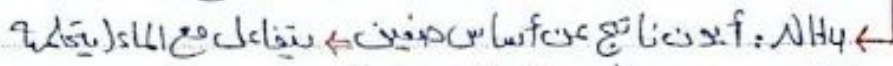
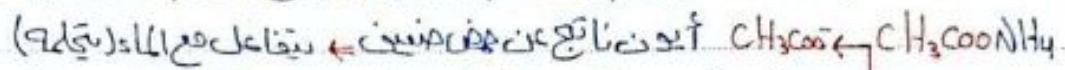
وهي عبارة ثابت الحمضية k_h بدلالة ثابت التأيين k_b .

حالة ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف:

ولول مائي ملح خلاص الأيونات ويطوب والمخلوب:

① اكتب معادلتين إماهة و حلمة هذا الملح ② اكتب عبارة ثابت حلمة هذا الملح k_h بدلالة التراكيز

③ اكتب العلاقة التي تربط بين ثابت حلمة هذا الملح k_h وثابت تأين الماء k_w



② عبارة ثابت الحلمة k_h بدلالة التراكيز:

$$k_h = \frac{[CH_3COOH][NH_3]}{[CH_3COO^-][NH_4^+]}$$

③ عبارة ثابت الحلمة k_h بدلالة ثابت تأين الماء k_w :

$$k_h = \frac{k_w}{k_b \cdot k_a} = \frac{10^{-14}}{k_b \cdot k_a}$$

نتيجة: تتوقف قوة PH المحلول على قوة كل من الحمض والأيون الناتجين عن الحلمة:

* إذا كان $k_a > k_b$ ← الوسط حمضي (PH < 7) (نظيف)

** إذا كان $k_a < k_b$ ← الوسط قلوي (PH > 7) (نظيف)

*** إذا كان $k_a = k_b$ ← الوسط معتدل (PH = 7) (حالة نادرة)

حالة ملح ناتج عن حمض قوي وأساس قوي:

أقلية: $Na_2SO_4, NaNO_3, NaCl$

K_2SO_4, KNO_3, HCl

• أغلب تقسي آعليًا:

لا يعوز دوبات هذه الأملاح في الماء تفاعل حلمة.

أو المحلول المائي لهذه الأملاح هو محلول فوعتل

أو PH المحلول المائي لهذه الأملاح يساوي 7.

لأن أيونات هذه الأملاح حيادية لا تتخلل أي كاتفاعل مع الماء.



*** نتائج وملاحظات:**

- 1) كما تدخل المواد الحلبة (S) في عبارة ثابت جداء الذوبان k_{sp} : لأن تركيزها يبقى ثابت وهو اختلفت كميتها.
- 2) تلك قيمة k_{sp} على قابلية ذوبان الملح بالماء وكلما كانت قيمة k_{sp} أكبر كان الملح أكثر ذوباناً في الماء وكلما انقصت قيمته كانت قابلية الملح للذوبان أصغر.
- 3) ندرس جداء الذوبان على الأملح قليلة الذوبان بالماء.
- 4) نحصل ثابت جداء الذوبان k_{sp} جداء تركيز أيونات الملح قليل الذوبان بالماء مرفوعة كل منها إلى أس يساوي أفعالها التفاعلية في المحلول المشبع.
- 5) نحصل الجداء الأيوني Q جداء تركيز أيونات الملح قليل الذوبان بالماء مرفوعة كل منها إلى أس يساوي أفعالها التفاعلية ونحذف تلك الحالات:

- * إذا كانت $Q < k_{sp}$ ← المحلول غير مشبع ولا يتشكل راسب.
- ** إذا كانت $Q = k_{sp}$ ← المحلول مشبع ولا يتشكل راسب.
- ** إذا كانت $Q > k_{sp}$ ← المحلول فوق مشبع ويتشكل راسب.

6) ذوبانية الملح: هي تركيز الملح في محلول المشبع عند درجة حرارة محددة وهي ثابت خاص بكل ملح وتركيزها بالتركيز S ولها نوعان:

- أ) الذوبانية الكتلية للملح S_{wt} : هي كتلة هذا الملح التي تذوب في كمية معينة من الماء لتكوين محلول مشبع في درجة حرارة معينة.
- ب) الذوبانية المولية للملح S_{mol} : هي عدد مولات الملح التي تذوب في كمية معينة من الماء لتكوين محلول مشبع في درجة حرارة معينة.
- 7) ترتبط الذوبانية الكتلية بالذوبانية المولية بالعلاقة: $S_{wt} = S_{mol} \times M$
- 8) المحلول المشبع: هو المحلول الذي يحوي أكبر كمية من الملح على شكل أيونات

المحلول المنظم (الموحي) اللعوية:

يتألف المحلول الموحي من **مضامين** مع **أحد أملاح** الذوابية.
 أن أساسه **مضامين** مع **أحد أملاح** الذوابية.
 وهذه المحاليل في جسم الإنسان ضرورية لحياته فهي تحافظ على pH دم.

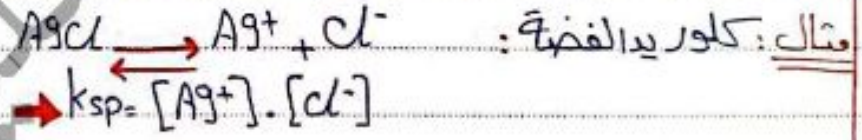
ملزمة الأملاح:

هو تفاعل أيون الملح الناتج من (الحض الضعيف أو الأساس الضعيف أو كليهما) مع الماء وهو تفاعل عكوس وينتج عنه الحض أو الأساس الضعيف وغالباً ما يفتقر تغير في قيمة PH المحلول.

الجزء القوي من الملح	الجزء الضعيف من الملح
هو جزئ ناتج من حمض قوي أو أساس قوي (Na^+ , K^+ , Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-})	هو جزئ ناتج من حمض ضعيف أو أساس ضعيف ($HCOO^-$, CH_3COO^- , CN^- , NH_4^+)
أيون حيادي لا يتفاعل مع الماء (لا يتعلم)	أيون يتفاعل مع الماء (يتعلم)
تحدد طبيعة الوسط (حمضي، قلوي، معتدل)	تحدد ثابت التأيين (K_b و K_a) في عبارة ثابت الحموضة K_a

التوازن بين المتجانس للأملاح قليلة الذوبان في الماء:

عند وضع كمية من ملح قليل الذوبان في الماء يدور قسم ضئيل منه ويبقى القسم الأكبر في المحلول الصلب فيحصل توازن غير متجانس بين المحلول والصلب (الملح المترسب) والمذاب (الأيونات المذابة).



تطبيقات تحديد الذوبان:

1) ترسيب ملح في محلول:

لترسيب ملح قليل الذوبان في محلول المتسبغ نضيف مركب:

1) تام التأيين (ذائب)

2) يحتوي أيون يشارك أحد أيونات الملح قليل الذوبان.

2) إذابة ملح في محلول:

لا ذابة ملح قليل الذوبان بالماء في محلول المتسبغ نضيف مركب:

1) تام التأيين (ذائب).

2) يحتوي أيون يشارك مع أحد أيونات الملح قليل الذوبان ويشكل معه مركباً ضعيف التأيين.

ملاحظات لحل مسائل الكيمياء k_a ♥

00



00



الخط الثاني: يعطى في نص المسألة تركيز الملع ومقدار
 PH المحلول:

الخطوة الأولى: نستفيد من قيمة الـ PH لحساب

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

الخطوة الثانية: لحساب ثابت الكيمياء k_a :

نكتب معادلة الإماهة ثم الكيمياء (نضع تحتها

التراكيز) من معادلة الكيمياء حسب k_a :

$$k_a = \frac{x^2}{\text{نحل مع - تركيز الملع}}$$

الخطوة الثالثة: لحساب قيمة ثابت التأين k :

$$k_a \leftarrow k = \frac{k_w}{k_b}$$

الخطوة الرابعة: لحساب النسبة المئوية للمتحللة:

كل (تركيز الملع) يتحلل فيه x من الخطوة (1)

كل 100 mol يتحلل فيه Z



الخط الأول: يعطى في نص المسألة تركيز الملع وثابت
 التأين k (k_a, k_b):

الخطوة الأولى: لحساب ثابت الكيمياء من العلاقة:

$$k_a = \frac{k_w}{k_b}$$

الخطوة الثانية: لحساب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$

نكتب معادلة الإماهة ثم الكيمياء (نضع تحتها

التراكيز) من معادلة الكيمياء:

$$k_b = \frac{x^2}{\text{نحل مع - تركيز الملع}}$$

حسب x وهي إما أن تكون $[OH^-]$ أو $[H_3O^+]$.

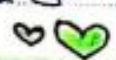
الخطوة الثالثة: لحساب قيمة PH المحلول:

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

الخطوة الرابعة: لحساب النسبة المئوية للمتحللة:

كل (تركيز الملع) يتحلل فيه x من الخطوة (2)

كل 100 mol يتحلل فيه Z



عند إضافة قطرات من هض قوي أو أساس قوي إلى معادلة الكيمياء ويطلب حساب النسبة

المئوية المتحللة تتبع الخطوات:

① نكتب معادلة تأين الحمض القوي أو الأساس القوي المضاف ونضع تحتها التراكيز.

② نكتب معادلة الكيمياء ونضع تحتها التراكيز.

③ نأخذ تركيز الأيون المشترك من الحمض أو الأساس المخاف ونعوض في معادلة الكيمياء.

④ نطبق علاقة ثابت الكيمياء بدلالة التراكيز لحساب الـ x الجديدة.

⑤ حسب النسبة المئوية المتحللة.



◉ فلا صفات لكل مسائل ثابتة جدا الذوبان ◉

الفكر الثاني: إضافة مادة تامة التأيين إلى مادة أخرى تامة التأيين أيضاً فيشكل ملح قليل الذوبان:

① نحسب الكمية الجديدة بعد المزج:

$$V' = V_1 + V_2$$

② نحسب التراكيز الجديدة بعد المزج:

③ إما أن نعلم في نص المسألة التراكيز قبل المزج

عندها نحسب التراكيز الجديدة من العلاقة:

$$C' = \frac{C \cdot V}{V'} \rightarrow C' = \frac{C \cdot V}{V_1 + V_2} \rightarrow \text{بعد } n = n \text{ قبل}$$

④ أو أن نعلم في المسألة عدد المولات قبل المزج

عندها نحسب التراكيز الجديدة من العلاقة:

$$C_{\text{مول}} = \frac{n}{V'}$$

⑤ نكتب معادلة تأييد المادة الأولى ونضع

حتها التراكيز الجديدة.

⑥ نكتب معادلة تأييد المادة الثانية ونضع

حتها التراكيز الجديدة.

⑦ نكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح قليل

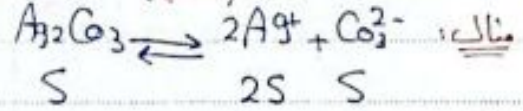
الذوبان.

⑧ نحسب Q ونقارنها مع k_{sp}

الفكر الثالث: محلول مشبع بملح قليل الذوبان:

① نكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح في

محلوله المشبع ثانية (→) ونضع تحتها التراكيز



② نكتب قانون k_{sp} في المحلول المشبع والذي

يساوي جداي تراكيز الأيونات الملح مرفوعة

لذواتها وبالتالي إما أن يكون حساب k_{sp}

أو حساب التراكيز.

③ عند إضافة ملح جيد الذوبان إلى ملح قليل

الذوبان ويطلب معرفة إذا كانت n من الملح

قليل الذوبان يتسبب أم لا فإننا نتبع الخطوات:

④ نكتب معادلة إماهة (تأيين) الملح جيد الذوبان

المضاف ونضع تحتها التراكيز ⑤ نكتب معادلة

التوازن غير المتجانس للملح قليل الذوبان ⑥ نحسب

تراكيز الأيون المشترك بين الملح قليل الذوبان

والمحلول المضاف.

$$[\text{المضاف}] + [\text{القديم}] = [\text{الجديد}]$$

⑦ نحسب قيمة Q ونقارنها مع قيمة k_{sp}

$Q > k_{sp}$ ← المحلول فوق مشبع ويتسبب قسمة من الملح

$Q < k_{sp}$ ← المحلول غير مشبع ويزداد قسمة من

الملح

$Q = k_{sp}$ ← المحلول مشبع ولا يتشكل راسب

مقارنة بين Q و k_{sp}

★ المعادلة الحجمية ★

• تنفيذ المعادلة الحجمية في تحديد تركيز أحد المواد المتفاعلة بحوللة التركيز يتفاعلها مع مادة أخرى تدعى المحلول القياسي (تركيز معلوم ومحدد بدقة).

★ خطوات هضف - أساس:

أعد تفسيرا علمياً استعمال هضوات (هضف - أساس) في معايرات التعديل: لتديد نقطة نهاية المعايرة.

لون المشي	مدى ال pH للمشي	لون المشي	اسم المشي
أصفر	3.1 → 4.4	أهم	الهيبانتين
أصفر	4.2 → 6.2	أهم	أهم الميثيل
أزرق	6 → 7.2	أصفر	أزرق روم القبول
أهم بنفسجي	8.2 → 10	عدم اللون	فينول فتالين



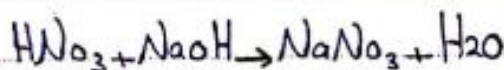
★ خطوات حل مسائل المعايرة:

- ① كتابة المعادلة مع الموازنة.
- ② عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة تساوي بين أعداد المولات المعطاة والمطلوبة.
- ③ نضوب كل مادة بعد دالو ظائف فيها.
- حيث أن: @ عدد الو ظائف في الحض هو عدد ذرات الهيدروجين الحضية فيه.
- ④ عدد الو ظائف في الأساس هو عدد ذرات الهيدروكسيد الأساسية فيه.
- ④ حسب المحمول.

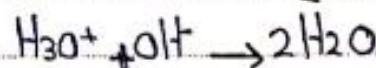
الحالة الأولى: معايرة هضف قوي بأساس قوي.

مثال: معايرة هضف انترين بحلول لهدروكسيد الصوديوم

★ معادلة التفاعل الكامل:



★ المعادلة الأيونية:



★ عند نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_1(\text{H}_3\text{O}^+) = n_2(\text{OH}^-)$$

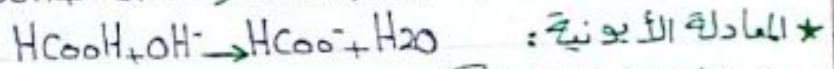
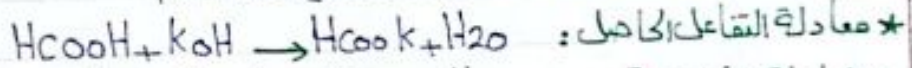
$$1 \times n_1(\text{HNO}_3) = 1 \times n_2(\text{NaOH})$$

$$1 \times C_1 \cdot V_1 = 1 \times C_2 \cdot V_2$$

معايرة هضف قوي بالكرومات أساساً قوي حمادي
معايرة هضف قوي بأساسين قوين
معايرة أساساً قوي بحضين قوين

الحالة الثانية: معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

مثال: معايرة حمض الفل بملح سدروكسيد البوتاسيوم



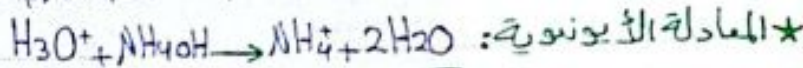
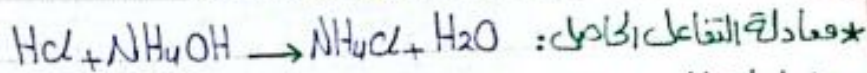
* عند نقطة نهاية المعايرة يكون: $n_1(HCOOH) = n_2(OH^-)$

$$1 \times n_1(HCOOH) = 1 \times n_2(OH^-)$$

$$1 \times C_1 \cdot V_1 = 1 \times C_2 \cdot V_2$$

الحالة الثالثة: معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة هيدروكسيد الأمونيوم بحمض كلور الماء.



* عند نقطة نهاية المعايرة يكون: $n_1(H_3O^+) = n_2(NH_4OH)$

$$1 \times n_1(HCl) = 1 \times n_2(NH_4OH)$$

$$1 \times C_1 \cdot V_1 = 1 \times C_2 \cdot V_2$$

الحالة الرابعة: معايرة ملح بحمض:

ملاحظات:

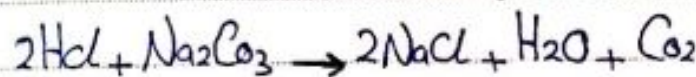
① لا يوجد معادلة أيونية في هذه الحالة.

② نستنتج قانون المعايرة في هذه الحالة من معادلة تفاعل المعايرة الكامل

③ حمض جديد + ملح جديد \rightarrow حمض + ملح

مثال: معايرة هيدروكسيد الصوديوم بحمض كلور الماء.

* معادلة التفاعل الكامل:



* عند نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$1 \times n(HCl) = 2 \times n'(Na_2CO_3)$$

$$1 \times C \cdot V = 2 \times C' \cdot V'$$

