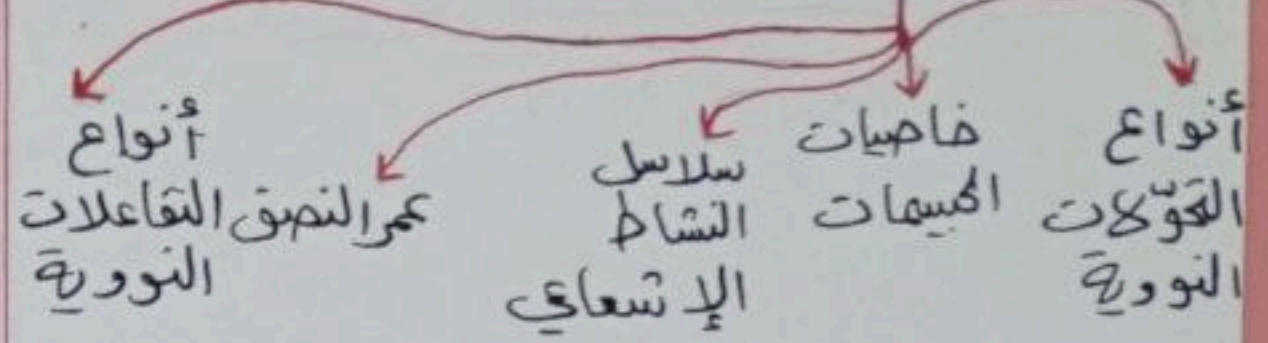


الكيمياء النووية



رمز النواة: ${}^A_Z X$
 ← كتلة = بروتونات + نيوترونات
 ← عدد ذري = بروتونات = إلكترونات

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

لما اختلف العدد الذري يختلف كل العنصر.
 - النوى المستقرة (أعدادها الذرية صغيرة) $\frac{N}{Z} < 1$
 - النوى المستقرة (أعدادها الذرية كبيرة) $\frac{N}{Z} > 1$

نظامي عنصري ما:

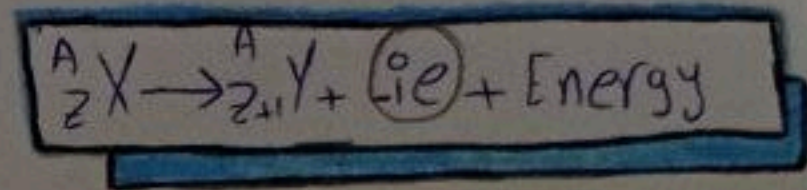
تتفق د: العدد الذري، الخاصيات الكيميائية
 تختلف د: العدد الكتلي، الخاصيات الفيزيائية.

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

أنواع التحويلات النووية:
 قذف أو تلتقط قبل السهم
 تطلق أو تتحول إلى بعد السهم

تحويل بيتا

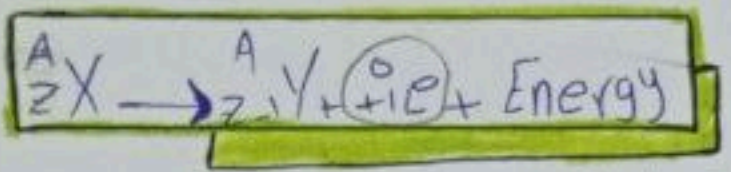
فوق طوام الاستقرار
 تحويل نيوترون إلى بروتون $\frac{N}{Z} > \frac{N}{Z}$
 ${}^0_0 n \rightarrow {}^1_1 H + {}^0_{-1} e$
 المعادلة العاقبة المعبرة:



تطلق طاقة على شكل موجات كهرومغناطيسية.
 ذات إهدار جسم بيتا يسمح بزيادة عدد البروتونات بمقدار (1)
 وانخفاض عدد النيوترونات بمقدار (1) ولا يتغير العدد الكتلي

تحويل بوزيترون

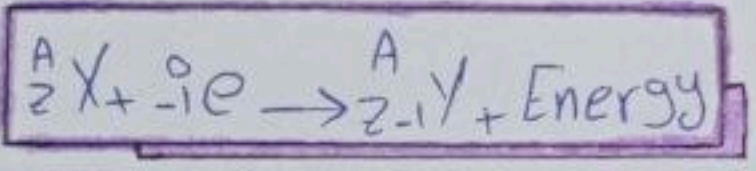
تحت طوام الاستقرار
 تحويل بروتون إلى نيوترون $\frac{N}{Z} < \frac{N}{Z}$
 ${}^1_1 H \rightarrow {}^0_0 n + {}^0_{+1} e$
 المعادلة العاقبة المعبرة:



تطلق طاقة على شكل موجات كهرومغناطيسية.
 ذات إهدار بوزيترون يسمح بانخفاض عدد البروتونات بمقدار (1)
 وازدياد عدد النيوترونات بمقدار (1) ولا يتغير العدد الكتلي

الأسى الإلكتروني

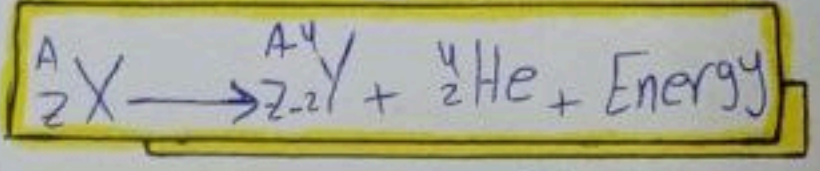
تحت طوام الاستقرار ولا تملك طاقة كافية لإطلاق بوزيترون
 تلتقط النواة إلكترون من السحابة المحيطة ليرتبط مع بروتون مشكلاً نيوترون
 ${}^1_1 H + {}^0_{-1} e \rightarrow {}^0_0 n$
 المعادلة العاقبة المعبرة:



تطلق طاقة على شكل موجات كهرومغناطيسية.
 ذات الأسى الإلكتروني يسمح بانخفاض عدد البروتونات بمقدار (1)
 وازدياد عدد النيوترونات بمقدار (1) ولا يتغير العدد الكتلي

تحويل ألفا

تطلق جسم ألفا
 يحدث في النوى التي يزيد عددها الذري عن 83
 المعادلة العاقبة المعبرة:



تطلق طاقة على شكل موجات كهرومغناطيسية.
 ذات إهدار جسيمات ألفا يسمح بانخفاض العدد الذري بمقدار (2)
 وانخفاض العدد الكتلي بمقدار (4).

مسائل الشمس:

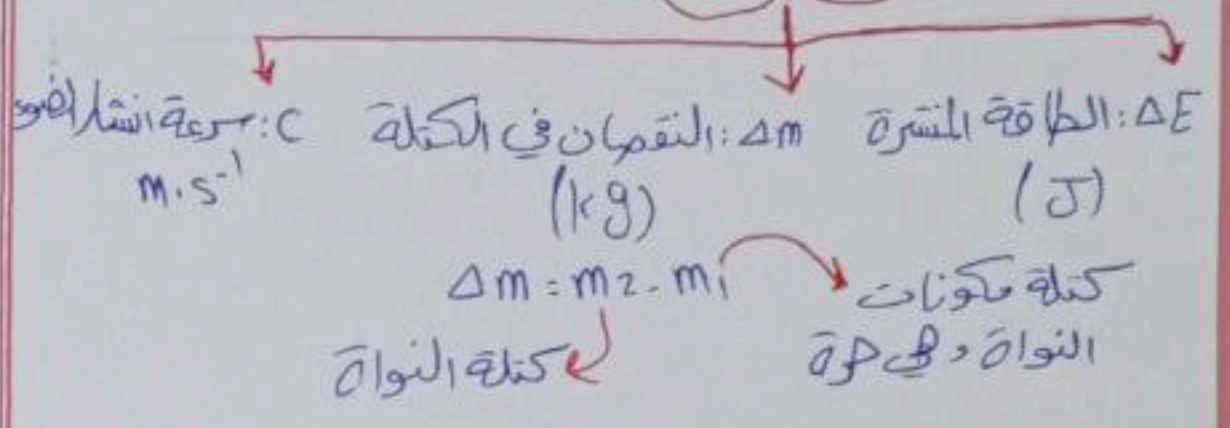
- دقائق = عدد الدقائق $60 \times X$
- ساعات = عدد الساعات $3600 \times X$
- أيام = عدد الأيام $3600 \times 24 \times X$
- تسع، تسع في 10^9 تكون سالبة «لأن الشمس تحترق طاقتها».

طاقة الارتباط:

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

فسر كتلة النواة أصغر من مجموع كتل مكوناتها وهي **فجوة**: نتيجة النقص في الكتلة الذي يتحول إلى طاقة مسترة وتُعرف بعلاقة

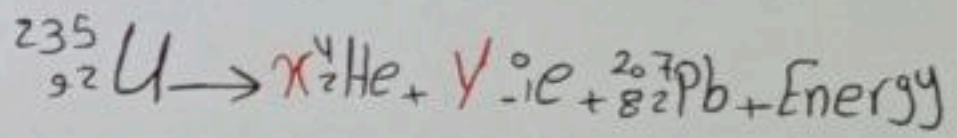
$$\Delta E = \Delta m c^2$$



طاقة الارتباط تسادي بالقيمة الطاقة المسترة وتعاكسها بالإشارة

سلسلة النشاط الإشعاعي:

يتحول اليورانيوم $^{235}_{92}\text{U}$ إلى الرصاص المستقر $^{207}_{82}\text{Pb}$ وفق سلسلة نشاط إشعاعي، احسب عدد التحولات من ألفا وبيتا التي يقوم بها اليورانيوم حتى يستقر



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

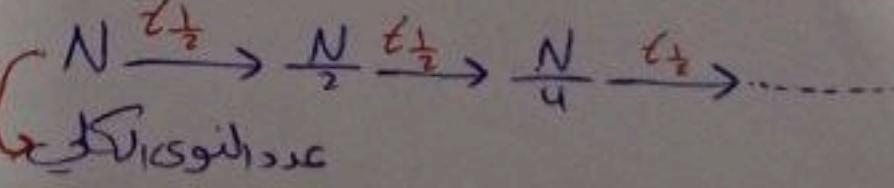
$$235 - 207 = 4x \Rightarrow 4x = 28 \Rightarrow x = 7$$

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

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

دوماً تبدأ من قانون معبونية العدد الكتلي

عمر النصف لمادة مستقرة:



حسب عمر النصف من العلاقة الآتية:

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

واحدة عمر النصف مختلفة من مسألة لآخرى

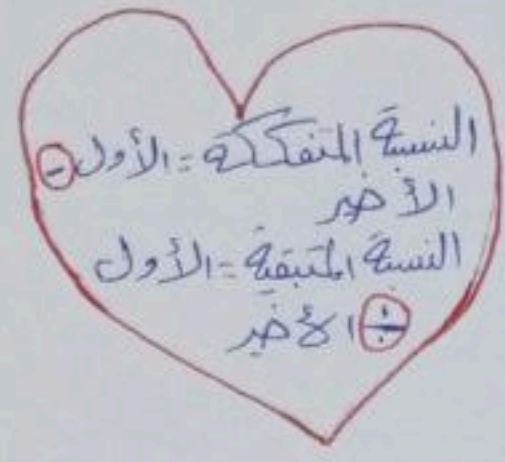
$T_{1/2} = t$ من صحت النواحي

صحت: $T_{1/2}$ عمر النصف، t الزمن الكلي، n عدد مرات التكرار (عدد الخسوف)

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

ملاحظة: لحساب عدد مرات التكرار n في المسائل:

- إذا أُعطى عدد النوى في نص المسألة نبدأ من العدد النوى المعطاة ونقسمها على 2 حتى الوصول إلى عدد النوى المطلوبة.
- إذا أُعطى كتلة العنصر المشع في نص المسألة نبدأ من الكتلة المعطاة ونقسمها على 2 حتى الوصول إلى الكتلة المطلوبة.
- إذا لم يُعطى عدد النوى أو الكتلة نبدأ من N_0 ونقسمه على 2 حتى الوصول إلى النسبة المطلوبة.



أنواع التفاعلات النووية:

1 **تفاعل الالتقاط:** تلتقط النواة التي قُذفت بها دون أن تنقسم طاقة وتظهر نفس النواة المشعة \rightarrow قسيم + نواة

2 **تفاعل التماهي:** تحدث عندما تتحول النواة المقذوفة بقتسيم إلى عنصر جديد بطاقة بقتسيم آخر

طاقة + قسيم جديد + نواة جديدة \rightarrow قسيم + نواة

3 **تفاعل الاضمحلال النووي:** تتشظ فيه نواة ثقيلة لتعطي نواتين فتتولد الكتلة مع انطلاق طاقة هائلة

طاقة نيوترونات + نواتين خفيفتين \rightarrow نواة ثقيلة

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

طاقة هائلة + نواة أثقل \rightarrow نواتين خفيفتين أو أكثر

تحدث تفاعلات الاندماج النووي في النجوم (الشمس).

فسر كتلة النواة أصغر من مجموع كتل مكوناتها المدججة: نتيجة النقص في الكتلة الذي يتحول إلى طاقة

كلية قذف تدل أن القسيم النووي موجود في الطرف الأول من المعادلة

كلية فملاقة تعني أنها في الطرف الثاني من المعادلة

خواصيات الجسيمات:

جسيمات ألفا	جسيمات بيتا	أشعة غاما	
تطابق نوى الهيليوم ${}^4_2\text{He}$	الكروونات عالية السرعة $v \approx c$	أمواج كهرومغناطيسية طاقاتها عالية جداً	الطبيعية
كتلتها تساوي أربعة أضعاف كتلة الهيدروجين العادي	كتلتها تساوي كتلة الإلكترون	ليس لها كتلة سكونية	الكتلة
تحل تحتين موهبتين	تحل سحنة سالبة	تحل سحنة كهربائية	السحنة
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 ألفا	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 الكثافة متسوية	تتغرف نحو اللبوس الموجب الكثافة متسوية	لا تتأثر	التأثر بالكهربائي
تتغرف بتأثير القوة المغناطيسية	تتغرف بتأثير القوة المغناطيسية بحرية معاكسة جهة انحراف جسيمات ألفا	لا تتأثر	التأثر بالحقول المغناطيسية

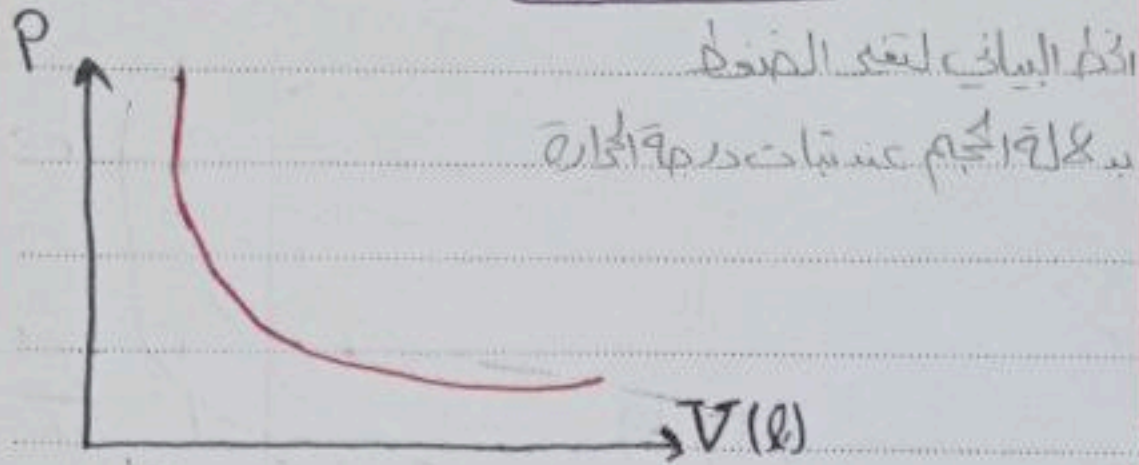
تعاليل النووية:

- يُعد النيوترون أفضل قذيفة نووية؛ لأنه جسيمة نووية متعادلة كهربائياً فلا يعاني تباطؤاً مع النواة.
- إخلاق النواة للكروونات المؤلفة لجسيمات بيتا؛ بسبب كَوَل نيوترون إلى بروتون سيُفقد داخل النواة فينطلق جسيم بيتا خارج النواة.
- إخلاق النواة للبروتونات؛ بسبب كَوَل بروتون إلى نيوترون سيُفقد داخل النواة فينطلق بوزيترون سيُفقد خارج النواة.
- لا تتأثر أشعة غاما بالحقول الكهربائي؛ لأنها أمواج كهرومغناطيسية.
- لا تحل سحنة كهربائية.
- تتأثر كل من جسيمات ألفا وجسيمات بيتا بالحقول الكهربائي؛ لأنها تحلان تحتين موهبتين.

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

أي أت:

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



★ الغازات ★

قوانين الغاز كثافة الغاز المثالي الغاز المثالي الغاز دالتون غازات

مكونات وقوانين الغاز:
 الضغط P: $\text{KPa} \times 10^3 \rightarrow \text{Pa} \times 10^5 \rightarrow \text{atm}$
 الحجم V: $\text{mL} \times 10^{-3} \rightarrow \text{L} \times 10^{-3} \rightarrow \text{m}^3$
 درجة الحرارة T: (كلفن) K \rightarrow $^{\circ}\text{C} + 273$ (درجة مئوية)
 عدد الجولات n: mol

2 العلاقة بين الحجم (V) ودرجة الحرارة (T) (قانون شارل):
 عند ما يقول بثبات الضغط نستخدم قانون شارل مباشرة
 يتناسب حجم غاز ΔV مع درجة حرارة T بثبات
 الضغط P

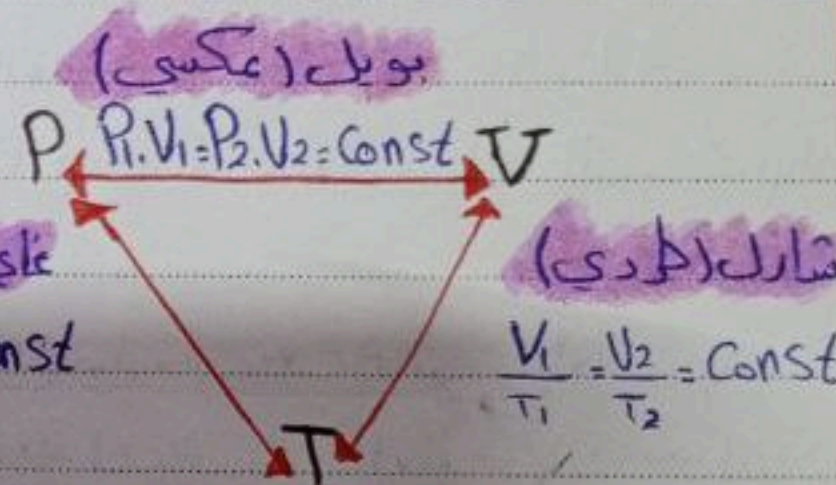
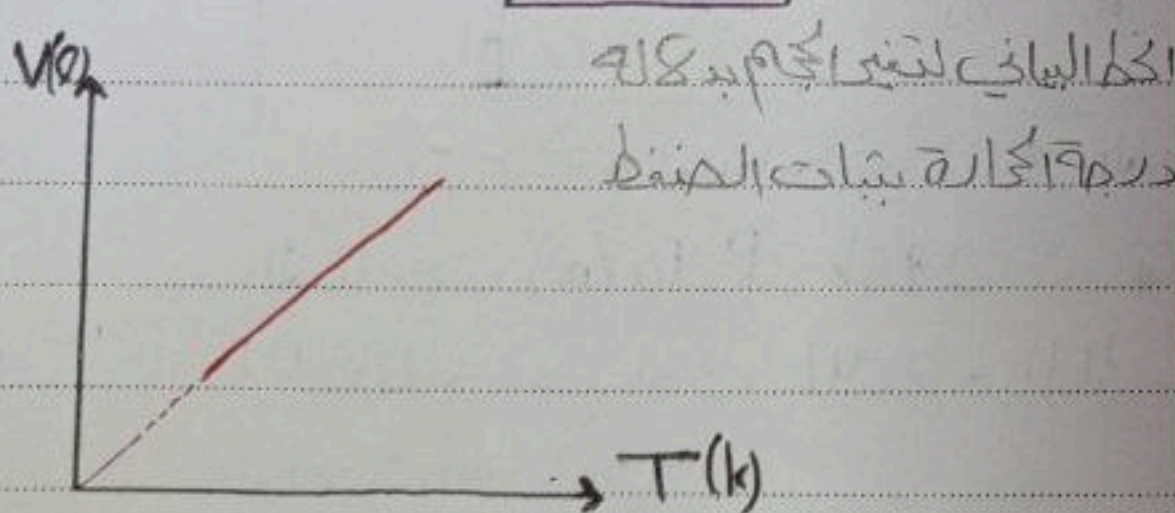
فلا حظ:
 في جميع قوانين الغاز تكون درجة الحرارة
 مقطرة بالكلفن (K)

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

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

أي أت:

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



هناك بين بعض القوانين التناسبات عكسية
 وهناك بين بعض القوانين التناسبات طردية

★ تطبيقات على قانون الغاز:

1 العلاقة بين الضغط (P) والحجم (V) (قانون بويل):
 عند ما يقول بثبات درجة الحرارة نستخدم قانون بويل مباشرة
 يتناسب ضغط غاز P عكساً مع حجمه V بثبات
 درجة الحرارة T

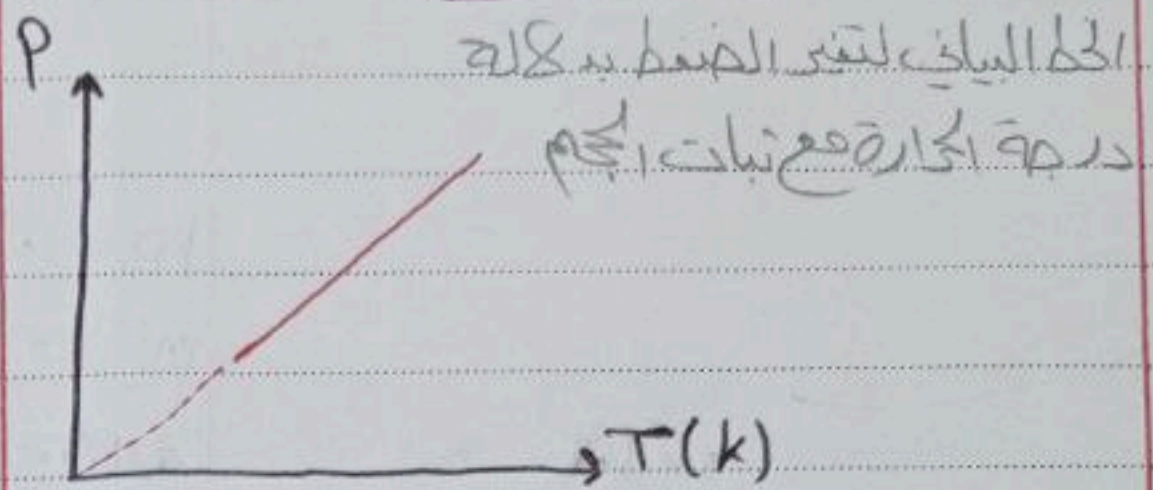
2 العلاقة بين الضغط (P) ودرجة الحرارة (T) (غاي لوساك):
 عند ما يقول بثبات الحجم نستخدم قانون غاي لوساك
 يتناسب ضغط غاز P مع درجة الحرارة T بثبات
 الحجم V

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

3 العلاقة بين الحجم (V) ودرجة الحرارة (T) (شارل):
 عند ما يقول بثبات الضغط نستخدم قانون شارل مباشرة
 يتناسب حجم غاز V مع درجة الحرارة T بثبات
 الضغط P

أي أت: $\frac{P}{T} = \text{const}$

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



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 دائماً مع عدد مولاته n .
 بثبات الضغط P ودرجة الحرارة T نسبة حجم عينة من غاز V إلى عدد مولاته 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 خاصة: حجم 1 mol من أي غاز في الشروط
 النظامية ($T_0 = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$, $P = 1 \text{ atm}$) هو
 حجم ثابت ويساوي 22.4L وبالتالي يصبح
 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

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

لثابت

ومن أجل عينة غازية ($n = \text{const}$):

$$\rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \dots = \frac{PV}{T} = \text{const}$$

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

ثابت

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

تحويل الضغط إلى atm والحجم إلى L

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

تحويل الضغط إلى Pa والحجم إلى m^3

★ الغاز المثالي:

عدد التصادمات n والواجب توافرها في الغاز هي تكون مثالي:

- 1 انعدام قوى التجاذب بين جزيئاته.
- 2 حجم جزيئات الغاز ضئيل مقارنة بالنسبة للحجم الوعاء الذي يحتويه.

3 التصادمات بين جزيئات الغاز تصادمات مرنة.

4 تتحرك جزيئات الغاز حركة عشوائية.

يسلك غاز النيون Ne سلوك غاز مثالي في حين
 يسلك غاز CO_2 سلوك غاز هتقي.

★ عدد النفاذ التي تتضمنها النظرية الحركية للغازات مع الشرح:

- 1 يستغل الغاز حجم الوعاء الذي يوجد فيه. لأن جزيئات الغاز تتحرك بحركة عشوائية بكافة الاتجاهات فمن الحجم الذي يستغله الغاز.
- 2 يقول حجم جزيئات الغاز مقابل حجم الغاز نتيجة تباعد الجزيئات.
- 3 تتصل قوى التأثير المتبادل بين جزيئات الغاز.
- 4 تزداد الطاقة الحركية لجزيئات الغاز بازدياد درجة الحرارة.
- 5 لا يتغير متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بمرور الزمن وتنقل الطاقة بين الجزيئات من خلال التصادمات بشكل بقاد درجة الحرارة ثابتة وينتج ضغط الغاز نتيجة تصادمه مع جدران الوعاء الذي يحتويه.

(مزيج غازي = قانون دالتون)

★ قانون دالتون والضغط الجزئية

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

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3$$

من قانون الغازات
الجزئية

استمع عبارة الضغط الكلي لمزيج مكون من ثلاثة غازات مختلفة بثبات الحجم ودرجة الحرارة

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3$$

يعطي ضغط كل غاز وفق قانون الغازات العام:

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

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

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

تناسب طرد بين الضغط الجزئي P_i ودرجة الحرارة T ودرجة الحرارة T

★ علاقة الضغط الجزئية بالكسور المولية

الاستمع عبارة الضغط الجزئي بدلالة الكسور المولية لغاز ضمن مزيج غازي

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

$$P_t = n_t \cdot \frac{R \cdot T}{V}$$

فنسب الضغط الجزئي إلى الضغط الكلي:

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

ندعي النسبة $X_i = \frac{n_i}{n_t}$ بالكسر المولي لغاز:

$$\rightarrow \frac{P_i}{P_t} = X_i$$

★ كثافة الغاز (الكثافة الحجمية للغاز):

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

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

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

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

$$\left(\frac{m}{V}\right) = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

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

وبالتالي

تناسب كثافة الغاز:

طرداً مع ضغطه وكتلته المولية M

عكساً مع درجة الحرارة T

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

تزداد كثافة غاز بزيادة كتلته المولية

(تزايد الكثافة)

إلى الأعلى كثافة \rightarrow من الأقل كثافة إلى الأكبر كتلة مولية \rightarrow من الأصغر كتلة مولية

(نقصان الكثافة)

إلى الأقل كثافة \rightarrow من الأعلى كثافة إلى الأصغر كتلة مولية \rightarrow من الأكبر كتلة مولية

قانون غراهام في الانتشار والتسرب:

أعلى تفسيرا علميا لكل ما يأتي:

عند نيل كمية هبيرة من العطر في غرفة تنشر الكافية في كامل أرجاء الغرفة؛ بسبب الحركة العشوائية لجزيئات الغاز لقلد الكيز التي توجد فيه بشكل متجانس تقريبا.

عند وضع عبوتين من محلول كلور الماء المركز ومحلول النشار المركز بجانب بعضها نلاحظ وجود أبخرة بيضاء بالقرب من عبوة كلور الماء المركز بسبب انتقال جزيئات غازي كلور الهيدروجين والنشار خارج عبوتيهما وتكون ملح كلوريد الأمونيوم الأبيض وفق:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

نسبة سرعة انتشار غازين في وسط فهن الشروط ذاتها من الضغط ودرجة الحرارة تتناسب عكسا مع الجذر التربيعي لنسبة كتليهما المولية أي أن:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

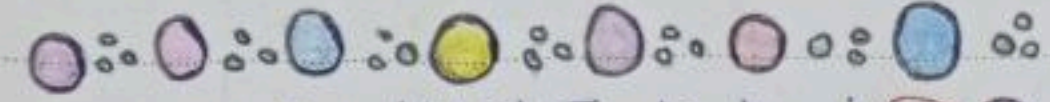
v₁: سرعة انتشار الغاز الأول
v₂: سرعة انتشار الغاز الثاني

M₁: الكتلة المولية للغاز الأول، M₂: الكتلة المولية للغاز الثاني

تزداد سرعة انتشار غاز كلما نقصت كتلته المولية وفق قانون غراهام.

ملاحظات لحل المسائل:

1) حساب عدد مولات غاز n استند من العلاقات:



a) في حال علمت كتلة الغاز: $n = \frac{m}{M}$

b) في حال الشرحين النظامين:

$$n = \frac{V}{V_{mol}} = \frac{V}{22.4}$$

c) في حال علم جزيئات الغاز، عدد الجزيئات n = $\frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد أفوغادرو}}$

d) في حال علم كل من ضغط الغاز ودرجة الحرارة:

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

e) طريقة الحساب الكيمائي

2) حساب كتلة غاز m: حسب أولًا عدد مولات الغاز n ثم تطبق العلاقة الآتية:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \times M$$

3) طريقة الحساب الكيمائي:

السطر الأول: الأمثال القاعدية (mol)

الكتلة المولية (g.mol)

الكمية من أي غاز في الشرحين

النظامين (22.4L)

السطر الثاني: معطيات المسألة

مجاهيل المسألة

4) حساب الضغط الجزئي لغاز:

$$P_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V} \quad \text{أو} \quad P_i = X_i \cdot P_c$$

5) حساب الكسر المولي لغاز:

$$X_i = \frac{P_i}{P_c} \quad \text{أو} \quad X_i = \frac{n_i}{n_c}$$

عندنا نعلم نسبة مئوية غازي n₁ و n₂ من مجموع غازي فإن هذه النسبة تعبر عن الكسر المولي X₁ و X₂ لهذا الغاز

ترايد سرعة الانتشار

إلى الأعلى سرعة انتشار → من الأقل سرعة انتشار

إلى الأسفل كتلة مولية → من الأكبر كتلة مولية

تناقص سرعة الانتشار

إلى الأقل سرعة انتشار → من الأعلى سرعة انتشار

إلى الأكبر كتلة مولية → من الأسفل كتلة مولية

مسألة المنطاد

تسرب 1% ويبقى 4% لكبح
 $4m^3$ يجب نفخ $100m^3$ لكبح
 (الرقم المعلق) يجب نفخ Vm^3
 حساب الكتلة: نشكل طويلاً ونحسب
 الكتلة المولية ثم نضعها في السطر (1)
 بالنسبة للغاز نضع الحجم في السطر (2)
 ونضع الحجم في الشرحين التفاضلين
 في السطر (1)

وغداً يمير الحلم
 لأمرأً واقلاً وتطير
 من فرح البشارة
 ضاملاً ♥

6 حساب كثافة الغاز d:

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

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

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

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

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

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

مسألة الغاز المجهول (عدد المولات)

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

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

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

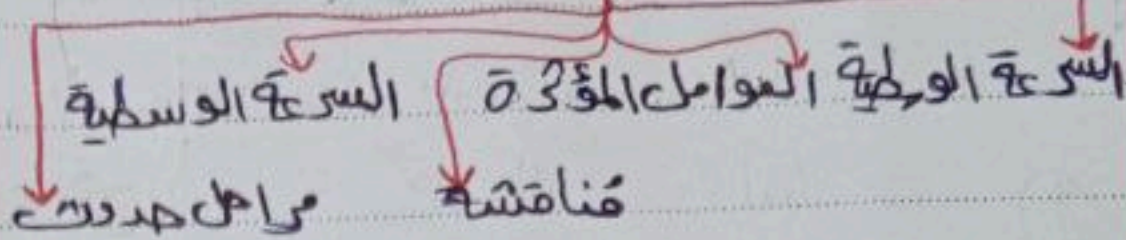
نحسب n من القانون: $n = \frac{m}{M}$

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

- صنف التفاعلات من حيث سرعتها مع ذكر المثال
 - أ) سريعة جداً ← انفجار 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 للمادة A (المستهلكة) والمادة B:

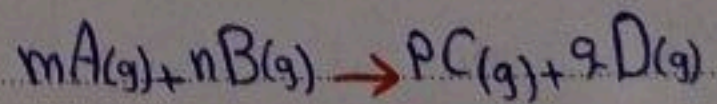
$$V_{avg(A)} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}, \quad V_{avg(B)} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

السرعة الوسطية للمادة C (تكون) والمادة 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:

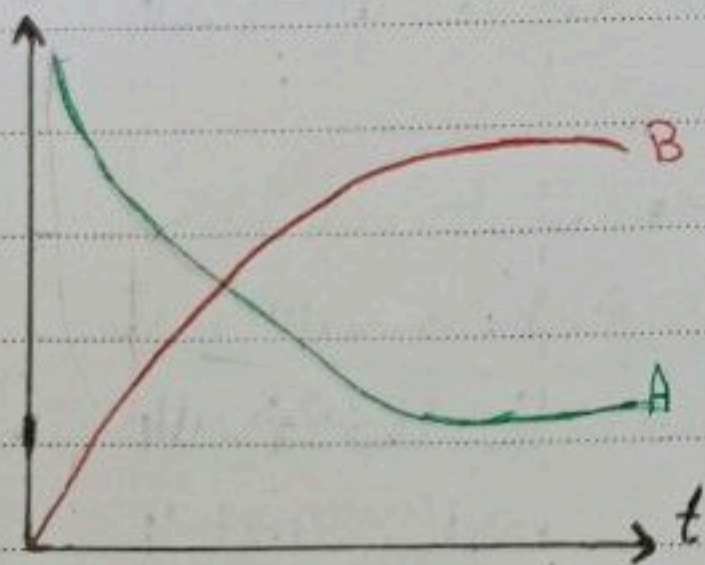
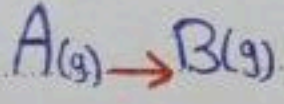
$$V_{avg} = -\frac{1}{m} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{p} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{q} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

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

* ملاحظات:

- 1) وضعت الإشارة السالبة في عبارة السرعة الوسطية لستهلاك المواد المتفاعلة لأن تركيزها يتناقص مع الزمن
- 2) وضعت الإشارة الموجبة في عبارة السرعة الوسطية لتشكيل المواد الناتجة لأن تركيزها يزداد مع الزمن
- 3) لا تدخل الأمتال التفاعلية في عبارة السرعة الوسطية لستهلاك المواد المتفاعلة وتشكيل المواد الناتجة
- 4) يدخل مقلوب الأمتال التفاعلية للمادة في عبارة السرعة الوسطية للتفاعل
- 5) تقاس واحدة السرعة بـ $\text{mol.l}^{-1}.\text{s}^{-1}$
- 6) لا تدخل تركيز المواد الصلبة (s) والسائلة (l) في عبارة سرعة التفاعل على لأن تركيزها تبقى ثابتة مرها اختلفت كميتها (السرعة الكهربية)

مثل بيانياً تغير تركيز كل من A و B خلال سير



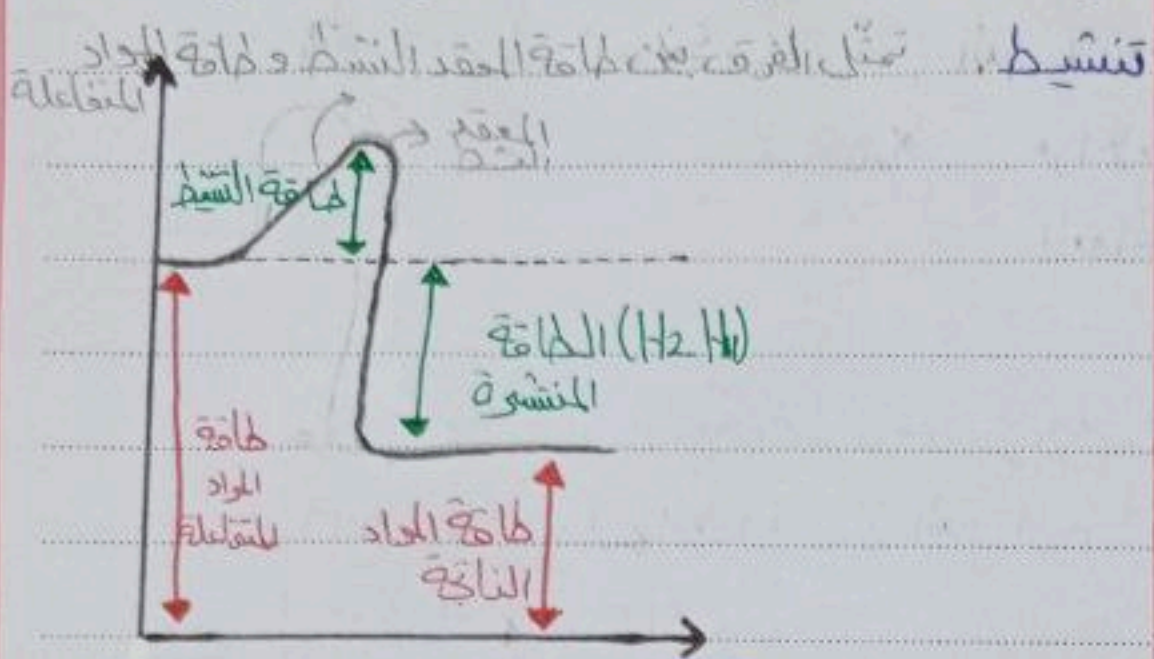
عند بداية التفاعل تكون تركيز المواد المتفاعلة أعظمية أما تركيز المواد الناتجة فعند صفر.

بمرور الزمن يتناقص تركيز المواد المتفاعلة لأنها تستهلك أثناء التفاعل وتزداد تركيز المواد الناتجة لأنها تتشكل بالتدريج.

إذا كانت التفاعل ماص للحرارة تكون طاقة المواد الناتجة أعلى من طاقة المواد المتفاعلة.
 إذا كانت التفاعل ناشر للحرارة تكون طاقة المواد المتفاعلة أعلى من طاقة المواد الناتجة.

إذا كانت طاقة التنشيط كبيرة يكون التفاعل بطيئاً وبارئياً.

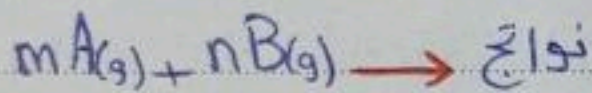
★ ارسم المخطط الطاقي لتفاعل ناشر للحرارة ثم عدد المراحل التي تمر من خلالها التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط.



- 1. إضعاف روابط جزيئات المواد المتفاعلة.
- 2. تشكيل الحالة الانتقالية أو ما يسمى المعقد التنشيط.
- 3. تكوين المعقد التنشيط وتشكيل النواتج.

السرعة الكلية للتفاعل:

حدد التفاعل الأولي الممثل بالمعادلة الآتية:



تعطى عبارة سرعة التفاعل الكلية بالعلاقة:

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

سرعة التفاعل تساوي ثابت السرعة k مضروباً بحداء تركيز المواد المتفاعلة مرفوعاً إلى أس يساوي الأس في التفاعل.

ملاحظات:

1. يتعلق ثابت السرعة k بطبيعة المواد المتفاعلة ودرجة الحرارة فقط.

2. تتناسب سرعة التفاعل الكلية في التفاعلات الأولية مع تركيز المواد الغازية (g) والجليد (aq) فقط.

3. تعطى التركيز الحجمي 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 دقائق المواد المتفاعلة (جزيئات، أيونات، ذرات) مع بعضها.
- 2. التصادم شرط لازم وغير كافي لحدوث التفاعل حيث يوجد تصادمات فعالة وأخرى غير فعالة. أعيد تفسيراً علمياً بعض التصادمات ينتج عنها تفاعل كيميائي وليس جميعها؛ لأنه يوجد تصادمات فعالة وأخرى غير فعالة ولا يحدث تفاعل كيميائي إلا إذا كان التصادم فعالاً.

★ اعتماداً على نظرية التصادمات اكتشف الشرحين اللذين ينبغي توافرها لكي يكون التصادم فعالاً:

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

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

تتعلق طاقة التنشيط بطبيعة المواد المتفاعلة.

★ أعيد تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

1. التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تميل أن تكون سريعة، لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون كبيراً.

2. التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تميل أن تكون بطيئة، لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون صغيراً.

عند زيادة ضغط الغاز ينقص حجمه ويزداد تركيزه والعكس صحيح

فمثلاً: إذا ازداد الضغط إلى الضعف $P^1 = 2P$ ينقص الحجم إلى النصف $V^1 = \frac{V}{2}$ تزداد التركيز إلى الضعف $C^1 = 2C$

نواحي $A + 2B \rightarrow$

يتم كيف تتغير سرعة التفاعل إذا ازداد تركيز المادة B بثلاث مرات

من الفرض: $[B]^1 = 3[B]$

$$\frac{V^1}{V} = \frac{k[A]^1 \cdot [B]^2}{k[A] \cdot [B]^2}$$

$$\frac{V^1}{V} = \frac{[A] \cdot (3[B])^2}{[A] \cdot [B]^2} = 9$$

$$\frac{V^1}{V} = 9 \rightarrow V^1 = 9V$$

تزداد السرعة تسعة مرات

نواحي $2A + B \rightarrow$

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

من الفرض: $[A]^1 = 2[A], [B]^1 = \frac{[B]}{2}$

$$\frac{V^1}{V} = \frac{k[A]^2 \cdot [B]}{k[A]^2 \cdot [B]}$$

$$\frac{V^1}{V} = \frac{(2[A])^2 \cdot (\frac{[B]}{2})}{[A]^2 \cdot [B]} = 2$$

$$\frac{V^1}{V} = 2 \rightarrow V^1 = 2V$$

تزداد السرعة مرتين

نواحي $2A \rightarrow$

يتم كيف تتغير سرعة التفاعل إذا انصاع حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل

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

$$\frac{V^1}{V} = \frac{k[A]^2}{k[A]^2}$$

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

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

تقل السرعة أربع مرات

نواحي $A + 2B \rightarrow$

يتم كيف تتغير سرعة التفاعل إذا انصاع حجم الوعاء الذي يحدث فيه التفاعل

من الفرض: $C^1 = 2C \rightarrow [A]^1 = 2[A], [B]^1 = 2[B]$

$$\frac{V^1}{V} = \frac{k[A]^1 \cdot [B]^2}{k[A] \cdot [B]^2}$$

$$\frac{V^1}{V} = \frac{2[A] \cdot (2[B])^2}{[A] \cdot [B]^2} = 8$$

$$\frac{V^1}{V} = 8 \rightarrow V^1 = 8V$$

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

① طبيعة المواد المتفاعلة:

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

على سرعة تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الفلور

أكبر من تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور في

الشروط ذاتها: $\Delta H_{(C-C)} = +243 \text{ kJ mol}^{-1}$

$\Delta H_{(F-F)} = +156.9 \text{ kJ mol}^{-1}$

لأن الطاقة اللازمة لتكسيم الرابطة $(C-C)$ أكبر

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 تراكيز المواد المتفاعلة، هام جداً

التفاعل المتجانس: المواد المتفاعلة والناجية في طور واحد.

التفاعل غير المتجانس: المواد المتفاعلة والناجية في أطوار مختلفة.

فسر تزداد سرعة التفاعل الكيميائي المتجانس بازدياد

تراكيز المواد المتفاعلة: بسبب ازدياد التصادمات

الفعالة بين جزيئات المواد المتفاعلة.

فسر كثرة مسحوق الفحم في المواد بسرعة أكبر

من احتراق قطعة الفحم المائبة له بالكتلة وبالسرعة

ذاتاً: بسبب زيادة سطح التماس بين المواد المتفاعلة

فسر المواد الصلبة والسائلة الممزوجة ذات

تركيز ثابت لأن تغير عدد الجولات يؤدي

إلى تغير الحجم والعكس صحيح نسبة عدد الجولات إلى

الحجم ثابتة

③ درجة الحرارة:

فسر تزداد سرعة التفاعل الكيميائي

بزيادة درجة الحرارة: بسبب ازدياد عدد

الجزيئات التي تملك طاقة حركية أكبر أو

تساوي طاقة التنشيط فيزداد 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.

④ الوسيط (المواد المساعدة):

الوسيط: مادة تغير من سرعة التفاعل الكيميائي القابل

لحدوث دون أن يتغير تركيزها الكيميائي في نهاية التفاعل

يقسم الوسيط إلى مسرع (مفاز) ومبطئ (مكثف)

يقترض دور الوسيط المفاز على زيادة سرعة التفاعل

القابل للحدوث وبالتالي يخفض من طاقة التنشيط

يقترض دور المكثف على نقصان سرعة التفاعل

القابل للحدوث وبالتالي يرفع من طاقة التنشيط



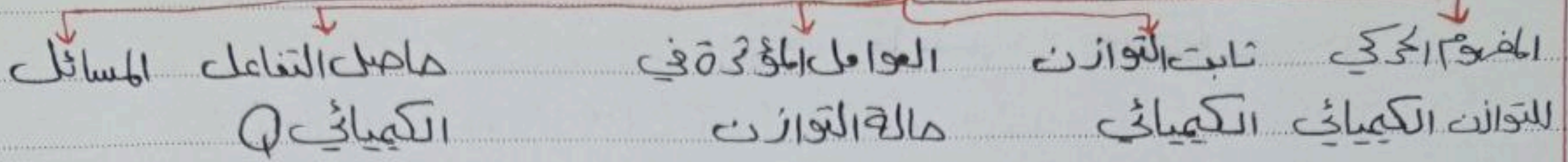
تشكيل، يتبع، يُصعب ← يستخدم السطر الثاني
 يتفاعل، ينقص ← مع أمثاله
 عند توقف التفاعل يكون: $v = 0$
 $k[A]^a \cdot [B]^b = 0 \rightarrow k \neq 0$
 (من السطر الثاني) $[A] = 0$ أو $[B] = 0$ إثباتاً
 احسب تركيز المادة C عندما يتفاعل 4 mol من A
 كل تركيز A من المادة A يتفاعل فيها أمثال A
 كل 4 mol من المادة A يتفاعل فيها 4 mol
 حسب x ← نعوض في C
 قيمة سرعة التفاعل x بعد زمن تشكيل فيه
 4 mol من المادة 0
 حسب التركيز: $[D] = \frac{n}{V}$
 تم 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، استنتاج قيم x و y :
 نعوض قيم التجارب الثلاثة في عبارة سرعة التفاعل،
 نشكل ثلاث معادلات، نقسم الأولى على الثانية
 ثم الثالثة على الأولى حسب سهولة الاختصارات،
 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 حلمك
 يستحق
 التقوى!

مسألة المزج
 1) حسب الحجم الجديد بعد المزج: $V_1 = V_2 = V$
 2) حسب التراكيز الجديدة بعد المزج (وهي
 تركيز ابتدائية بعد المزج):
 إمامأت تعطى في نص المسألة التراكيز قبل
 المزج عند ها حسب التراكيز الجديدة من العلاقة:
 $C_1 V_1 = C_2 V_2 \rightarrow C_1 V = C_2 V$
 $\rightarrow C_1 = C_2$
 أدوات تعطى في نص المسألة عدد
 المواد قبل المزج عند ها حسب التراكيز
 الجديدة من العلاقة: $C_1 \cdot V_1 = \frac{n}{V_1}$

التوازن الكيميائي



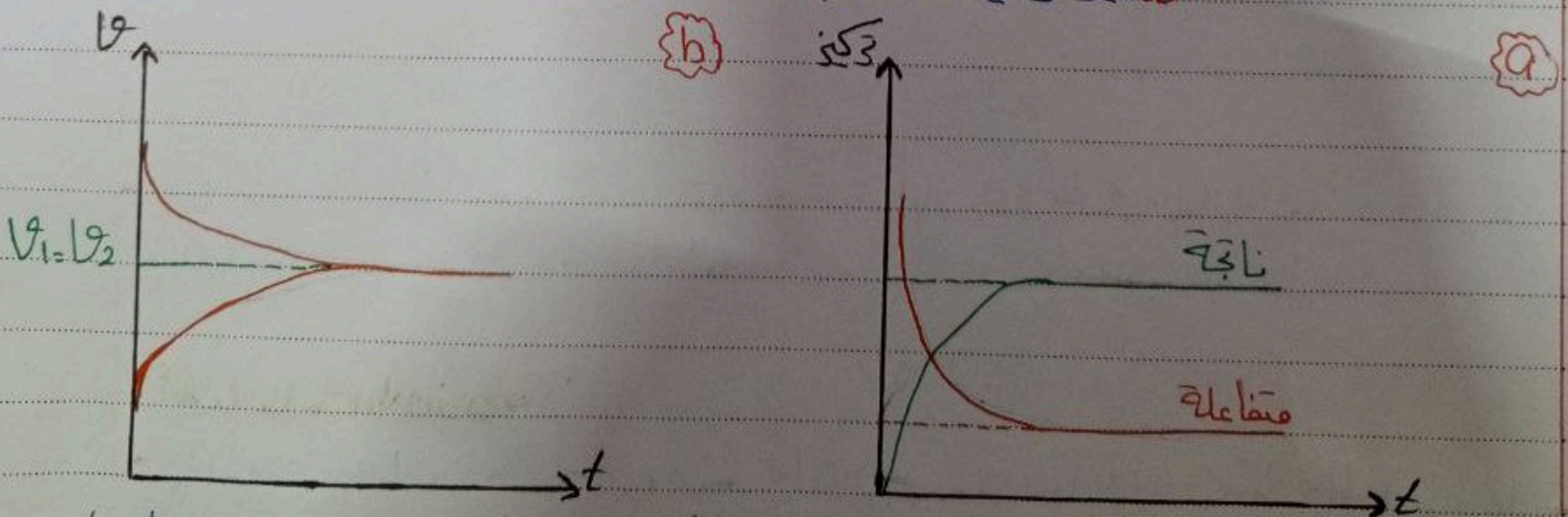
تعريف التفاعل المتوازن: هو تفاعل عكوس وغير تام يمثل بمعادلة ذات اتجاهين متعاكسين: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$. فسر لا تستهلك المواد المتفاعلة كلياً في التفاعلات المتوازنة. لأن المواد الناتجة تتفاعل مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها.

* المفهوم الحركي للتوازن الكيميائي:

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

1. يثن كيف تتغير تركيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعل المتوازن في بداية التفاعل. تكون تركيز المواد المتفاعلة أعلى أي أن سرعة التفاعل المباشر أعلى في حين تكون تركيز المواد الناتجة معدومة أي أن سرعة التفاعل العكسي معدومة. و بمرور 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 سرعة 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 تسقى الحالة التي تثبت فيها تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة؟ 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 الحركي. لأن التوازن في حد ذاته عند ما تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي ولا تكون فيها السرعة لأي تفاعل معدومة.

★ ثابت التوازن الكيميائي:

في التفاعل المتوازن التالي $aA + bB \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} cC + dD$ يفرض أن كل من التفاعلين المباشر والعكسي أوليان.

① اكتب عبارة سرعة التفاعل المباشر وعبارة سرعة التفاعل العكسي (b) استنتج علاقة ثابت التوازن

② سرعة التفاعل المباشر (1): $V_1 = k_1 [A]^a [B]^b$ وسرعة التفاعل العكسي (2): $V_2 = k_2 [C]^c [D]^d$

③ عند التوازن يكون: $V_1 = V_2$

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

نحول الثوابت لطرف والتركييزات لآخر:

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

يشترك في المائل $\frac{k_1}{k_2}$

حيث أن النسبة $\frac{k_1}{k_2}$ مقدار ثابت فمزلا 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 تراكيزها تبقى ثابتة مهما اختلفت كميتها.

★ ملاحظات:

① يمكن التعبير (في التفاعلات الغازية) عن ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية: $k_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$

② إن k_c و k_p ثابتان ليس لهما وحدة.

③ تتعلق قيمة k_c و k_p بدرجة الحرارة فقط.

④ العلاقة التي تربط بين k_c و k_p : $k_p = k_c (R \cdot T)^{\Delta n}$ ثابت الغازات العام $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

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 تتساوى عدد المولات الغازية في k_c في المعادلة الموزونة أي أن عدد المولات

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

★ أهمية ثابت التوازن:

① إذا كانت قيمة k_c (كبيرة) السهم \leftarrow المقام \leftarrow كمية المواد الناتجة \leftarrow كمية المواد المتفاعلة \leftarrow التفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر. تواضع متفاعلة

② إذا كانت قيمة k_c (صغيرة) السهم \leftarrow المقام \leftarrow كمية المواد الناتجة \leftarrow كمية المواد المتفاعلة \leftarrow التفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه العكسي. تواضع متفاعلة

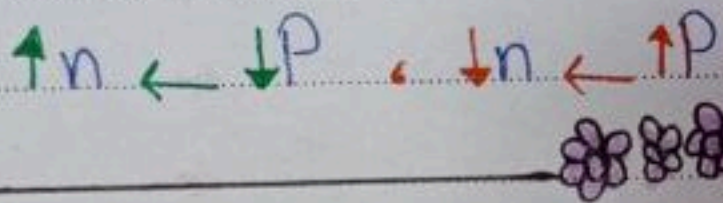
العوامل المؤثرة في حالة التوازن

درس العالم لو شاتولييه التغيرات التي تؤثر في حالة التوازن الكيميائي وتنقص قاعدة لو شاتولييه على أنه:
إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة في جملة كيميائية متوازنة مثل: التركيز أو الضغط أو درجة الحرارة فختل التوازن فينتج التفاعل بالاتجاه الذي **يماكس فيه** هذا التغير.



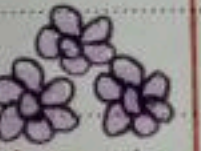
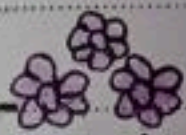
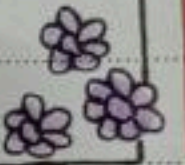
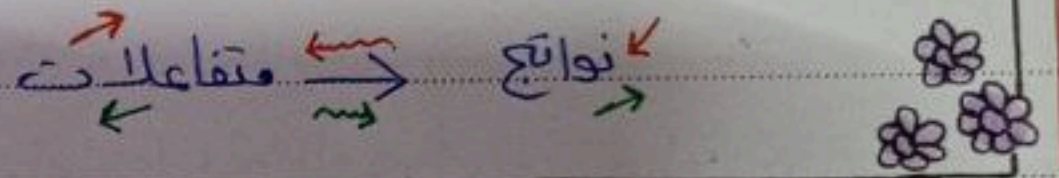
2) تأثير تغير الضغط:

★ عند زيادة الضغط فختل التوازن فينتج التفاعل بالاتجاه الذي **يكون عدد مولات غازية الأقل**
عند نقصان الضغط فختل التوازن فينتج التفاعل بالاتجاه الذي **يكون عدد مولات غازية أكثر**
لا يؤثر تغير الضغط في حالة التوازن إذا كان عدد المولات الغازية متساوياً في طرفي المعادلة
لا يؤثر تغير الضغط في قيمة ثابت التوازن K_c لأن ثابت التوازن K_c يتعلق بدرجة الحرارة فقط



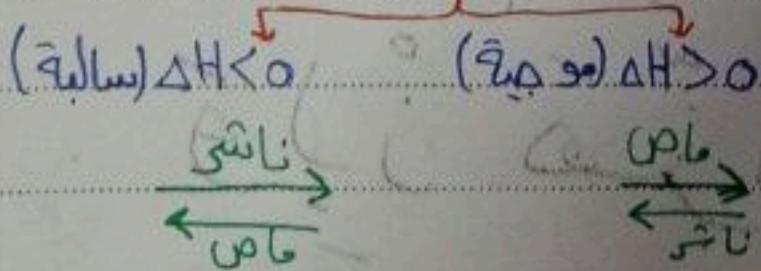
1) تأثير تغير التركيز:

★ عند زيادة تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة فختل التوازن فينتج التفاعل بالاتجاه الذي **ينقص فيه** تركيز هذه المادة
★ عند نقصان تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة فختل التوازن فينتج التفاعل بالاتجاه الذي **يزداد فيه** تركيز هذه المادة
★ لا يؤثر تغير تركيز مادة في قيمة ثابت التوازن K_c لأن ثابت التوازن K_c يتعلق بدرجة الحرارة فقط



4) تأثير تغير درجة الحرارة:

★ عند رفع درجة الحرارة فختل التوازن فينتج بالاتجاه **الماص للحرارة**
★ عند خفض درجة الحرارة فختل التوازن فينتج التفاعل بالاتجاه **الناشر للحرارة**
★ ΔH تحدد المباشر وكذا تحدد العكسي



3) تأثير الحفاز:

★ لا يؤثر حفاز على حالة التوازن ولا في قيمة ثابت التوازن وإنما يسرع الوصول إلى حالة التوازن
★ فسي إضافة حفاز يسرع الوصول إلى حالة التوازن: لأن الحفاز يزيد من سرعة التفاعل المباشر والعكسي بالمقدار ذاته

Dr. Hajar هـ
بوماتي



عندما يفتتح التفاعل المباشر بتأثير تغير درجة الحرارة تزداد

قيمة ثابت التوازن: بسبب ازدياد كمية المواد الناتجة ونقصان كمية المواد المتفاعلة

عندما يفتتح التفاعل العكسي بتأثير تغير درجة الحرارة تنقص قيمة ثابت التوازن:

بسبب نقصان كمية المواد الناتجة وازدياد كمية المواد المتفاعلة

التفاعلات التي معلوم فيها قيمة k_c هي التي يتغير فيها
أي عدد جوع القوة بضع، هو الحد الذي ينبغي لهذا العدد

★ حساب ثابت التوازن من خلال المعادلات:

① إذا عكس التفاعل فإن قيمة ثابت التوازن الجديد يساوي مقلوب ثابت التوازن الأول: $k_c' = \frac{1}{k_c}$

② إذا أضيفت معادلة التفاعل بمعامل ما رقم ما فنلداً فإن ثابت التوازن الجديد يُرفع إلى أس يساوي ذلك المعامل: $k_c' = (k_c)^n$

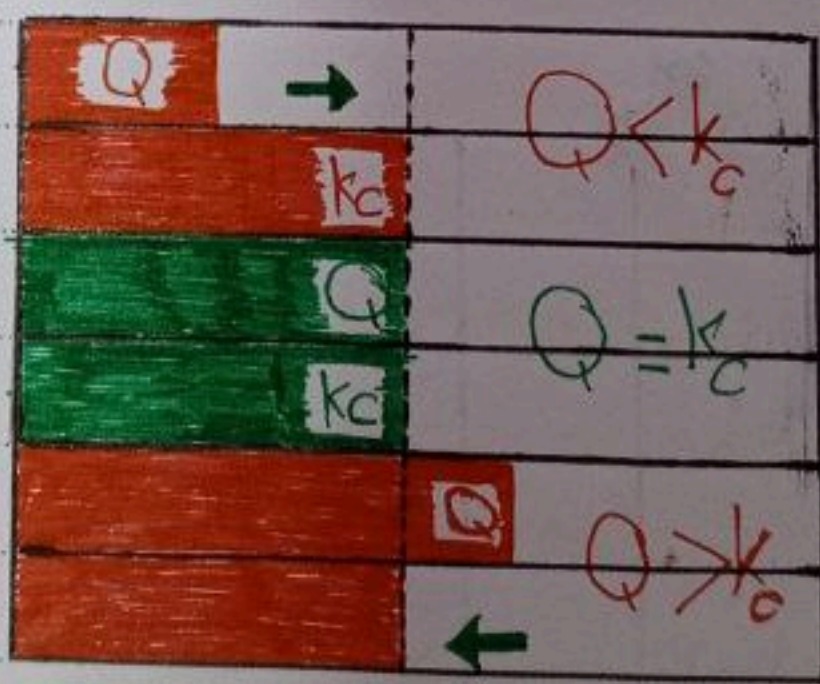
③ ثابت التوازن لتفاعل يتم بعدة مراحل يساوي جداء ثوابت التوازن للمراحل التي يمر بها هذا التفاعل.

★ حاصل التفاعل Q:

تمثل عبارة حاصل التفاعل Q عبارة ثابت التوازن k_c حيث تؤخذ التراكيز في لحظة ما (دون شرط الوصول لحالة التوازن)

نمى ثلاث حالات:

- ① $Q < k_c$ ← تتركز المواد الناتجة أقل من تركيزها في حالة التوازن
← يُرجع التفاعل المباشر على التفاعل العكسي للوصول إلى حالة التوازن
- ② $Q = k_c$ ← التفاعل في حالة توازن
- ③ $Q > k_c$ ← تتركز المواد الناتجة أكثر من تركيزها في حالة التوازن
← يُرجع التفاعل العكسي على التفاعل المباشر للوصول إلى حالة التوازن



وَلِإِنْ هَزَّتْ رِيَّاحُ الْيَأْسِ مَرَكَبَنَا
فَجُسْنَ لِلظَّنِّ بِاللَّهِ يَحِينَا. ♡

أفكار المسائل

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

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

كل تركيز المادة من المادة A يتفاعل فيها أقل المادة

كل 10 mol l^{-1} من المادة A يتفاعل منها 2 mol l^{-1}

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

ونعزل المطلوب.

4) إذا أعطاني عدد الجزيئات عند التوازن وكان معي الحجم

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

5) حساب التراكيز الأبتدائية: نكتب المعادلة مع السطرين

ثم نستخدم التراكيز عند التوازن بعد أن نحسب α .

6) وضع 2 mol من المادة A فتفكك فيه 0.9% عند بلوغ

التوازن ← لحساب قيمة α :

كل تركيز A من A يتفكك فيه $\alpha \text{ mol l}^{-1}$

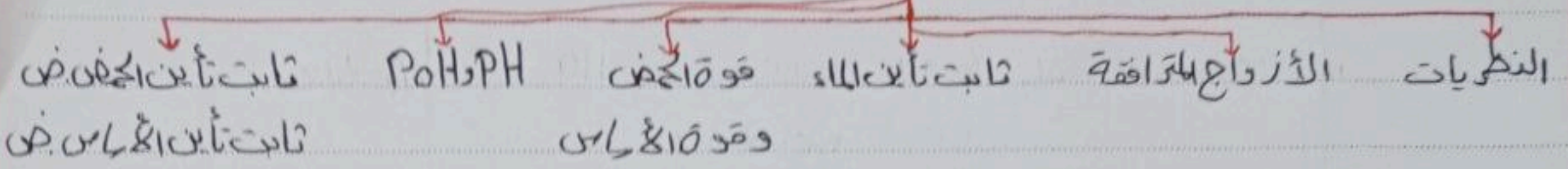
كل 10 mol l^{-1} من A يتفكك فيه 1 mol l^{-1}

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

نكتب المعادلة ونحسبها سطرين ← نكتب علاقة k_c ← نفرض

k_c في المعادلة ← نجد الطرفين ← نحصل على قيمة α

* الحموض والأحماض *



نظريات في الحموض والأحماض:

① نظرية أرينيويس:

الحمض: هو كل مادة كيميائية تحرر أيون الهيدروجين H^+ عند انحلالها في الماء. $HA \rightarrow H^+ + A^-$
 الأساس: هو كل مادة كيميائية تحرر أيون الهيدروكسيد OH^- عند انحلالها في الماء. $BoH \rightarrow B^+ + OH^-$

② نظرية رونشتد-لوري:

الحمض: 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:

الحمض: هو كل مادة كيميائية قادرة على استقبال زوج الكترولوني أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معها. (المستقبل دائماً)
 الأساس: هو كل مادة كيميائية قادرة على منح زوج الكترولوني أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معها.

* ملاحظات:

- ① تُسمى الذرة المتشكلة بين الذرة المانحة للزوج الكترولوني والذرة الآخذة لهذا الزوج بالذرة التساندية.
- ② الأيونات التي تحمل شحنة موجبة يمكن أن نعتبرها حموض لويس.
- ③ الأيونات التي تحمل شحنة سالبة يمكن أن نعتبرها أساس لويس.

الأزواج المترافقة وفق رونشتد-لوري:

- ① منح الحمض للبروتون كقول هذا الحمض إلى أساس جديد يُسمى أساس فرافق.
- ② استقبال الأساس للبروتون كقول هذا الأساس إلى حمض جديد يُسمى حمض فرافق.

ملاحظات:

- ① كلما كان الحمض أقوى كان أساسه المترافق أضعف والعكس صحيح.
- ② كلما كان الأساس أقوى كان حمضه المترافق أضعف والعكس صحيح.

أعلى تقسماً علمياً يُعد الماء مركباً مذيباً:

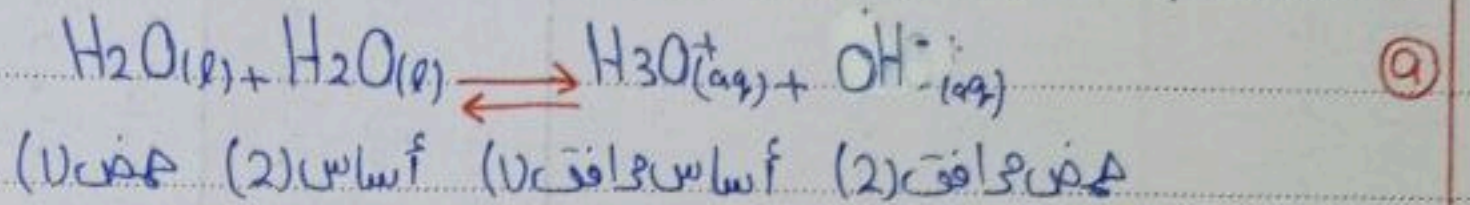
لأنه يسلك سلوكاً حمضياً أساسياً وسلوكاً أساسياً وقليلاً يتفاعل معها.

التآين الذاتي للماء وثابت تأينه:

يعد الماء ناقلاً رديئاً للتيار الكهربائي لانه يتأين على أيونات قليلة والمخلوب:

اكتب معادلة التآين الذاتي للماء وحدد عليها الأزواج المترافقة وفق نظرية لويس ونستد لوري.

اكتب عبارة ثابت تأين الماء ثابت التوازن.



ب) أعط ثابت تأين الماء K_w بالعلاقة الآتية عند درجة الحرارة 25°C :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

بما أن الماء هو الخجل فتركيزه ثابت لذلك لا يظهر في عبارة ثابت تأين الماء.

الأس الهيدروجيني pH والأس الهيدروجيني pOH :

يعرّف pH عن درجة الحموضة في المحلول المائي الممدد: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

يعرّف pOH عن درجة القلوية في المحلول المائي الممدد: $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

العلاقة بين درجة الحموضة ودرجة القلوية في المحلول: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

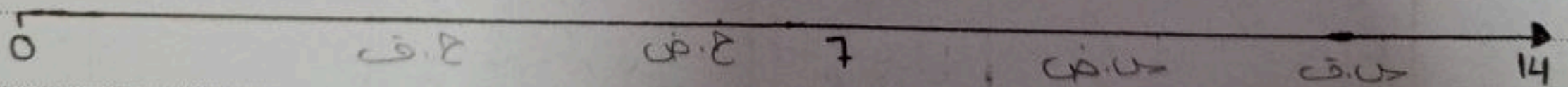
للحمض الأ قوى قيمة pH أصغر وللأساس الأ قوى قيمة pH أكبر.

كل شيء أقوى بعدد من الـ 7
كل شيء أضعف بقرين من الـ 7

* سلم الـ pH :

تزداد الصفة القلوية

تزداد الصفة الحمضية



$\text{pH} < 7$

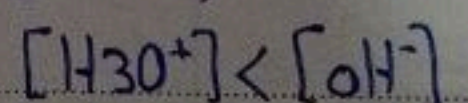
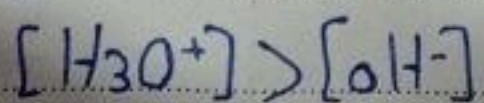
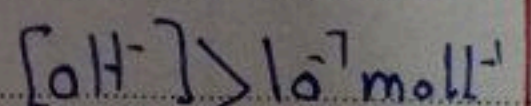
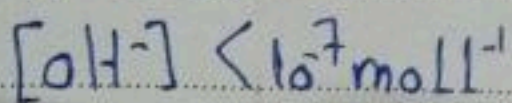
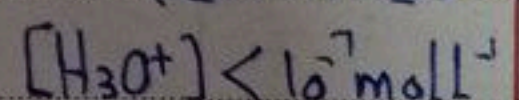
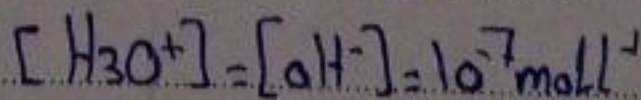
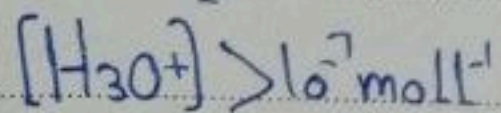
$\text{pH} = 7$

$\text{pH} > 7$

حمضي

معتدل

قلوي (أساسي)

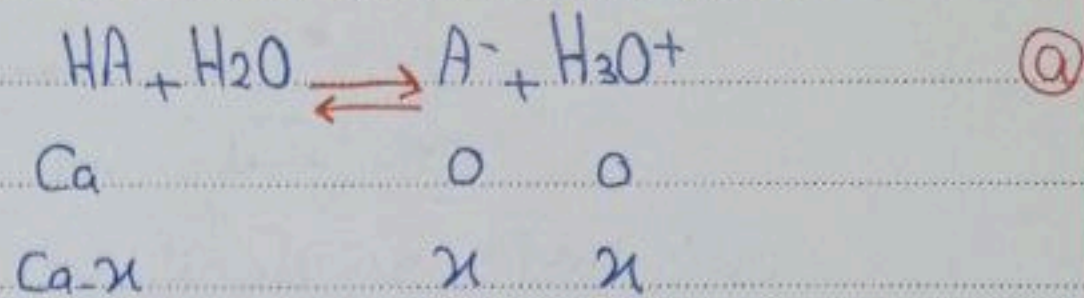


قوانين المسائل	درجة التأيين α	معادلات التأيين	تأثيرها	المحوض / الأتس
<p>من أجل المحوض القوي أحادي</p> $[H_3O^+] = Ca$	$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{Ca} = 1$ وكنسبة مئوية 100%	$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$ $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$ $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+$	<p>على: هذا المحوض قوي.</p> <p>لأن تأثيرها تام في المحاليل المائية (→)</p>	<p>المحوض القوي</p> <p>HCl كلوريد الهيدروكلوريك</p> <p>HNO₃ حمض النتريك</p> <p>H₂SO₄ حمض الكبريتيك</p>
<p>من أجل المحوض الضعيف أحادي</p> $[H_3O^+] = \alpha \cdot Ca$	$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{Ca} \ll 1$ $[H_3O^+] \ll Ca$ وكنسبة مئوية $\alpha\%$	$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$ $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$	<p>على: هذا محوض ضعيف.</p> <p>لأن تأثيرها جزئي في المحاليل المائية (↔)</p>	<p>المحوض الضعيف</p> <p>HCOOH الفورميك</p> <p>CH₃COOH الخليق</p> <p>HCN سيانيد الهيدروسيانيد</p>
<p>من أجل الأتس القوي أحادي</p> $[OH^-] = Cb$	$\alpha = \frac{[OH^-]}{Cb} = 1$ وكنسبة مئوية 100%	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$	<p>على: هذا الأتس قوي.</p> <p>لأن تأثيرها تام في المحاليل المائية (→)</p>	<p>الأتس القوي</p> <p>NaOH هيدروكسيد الصوديوم</p> <p>KOH هيدروكسيد البوتاسيوم</p>
<p>من أجل الأتس الضعيف</p> $[OH^-] = \alpha \cdot Cb$	$\alpha = \frac{[OH^-]}{Cb} \ll 1$ $[OH^-] \ll Cb$ وكنسبة مئوية $\alpha\%$	$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	<p>على: هذا الأتس ضعيف.</p> <p>لأن تأثيرها جزئي في المحاليل المائية (↔)</p>	<p>الأتس الضعيف</p> <p>NH₄OH هيدروكسيد الأمونيوم</p> <p>NH₃ الأمونيا</p>

ثابت تأين الحموض الضعيفة أحادية الوظيفية k_a :

محلول مائي لحمض ضعيف HA والمطلوب:

Ⓐ اكتب معادلة تأينه Ⓑ اكتب عبارة ثابت تأين الحمض الضعيف k_a بدلالة التراكيز Ⓒ أثبت أن: $[H_3O^+] = \sqrt{k_a \cdot C_a}$



Ⓑ عبارة ثابت تأين الحمض الضعيف بدلالة التراكيز:

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

Ⓒ 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 الحمض يمكن أن نعتبر: $[HA] \approx C_a$

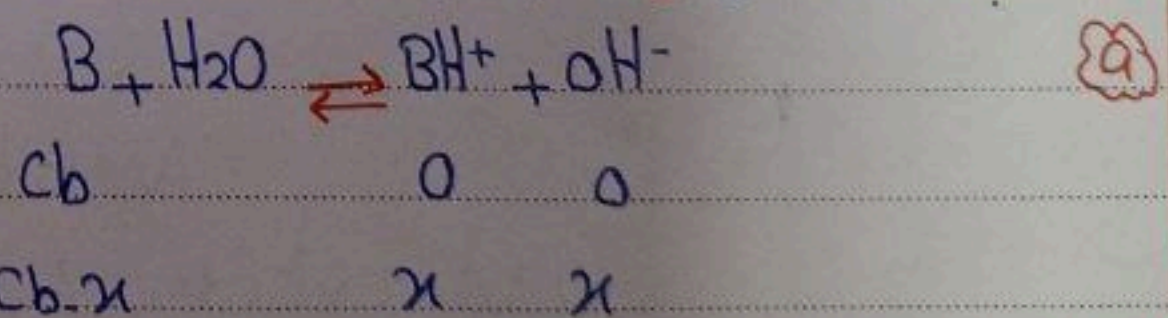
$$\rightarrow k_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} \rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{k_a \cdot C_a}$$

أي تزداد قوة الحمض بازدياد k_a

ثابت تأين الأيسس الضعيفة أحادية الوظيفية k_b :

محلول مائي لأساس ضعيف B والمطلوب:

Ⓐ اكتب معادلة تأينه Ⓑ اكتب عبارة ثابت تأين الأساس الضعيف k_b بدلالة التراكيز Ⓒ أثبت أن: $[OH^-] = \sqrt{k_b \cdot C_b}$



Ⓑ عبارة ثابت تأين الأساس الضعيف بدلالة التراكيز:

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

$$\rightarrow k_b = \frac{[OH^-] \cdot [OH^-]}{[B]} = \frac{[OH^-]^2}{[B]} \quad \text{Ⓒ من معادلة التأيين: عند التوازن $[BH^+] = [OH^-]$ }$$

وبإهمال القيمة الصغيرة المتأينة من الأساس يمكن أن نعتبر: $[B] \approx C_b$

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

تزداد قوة الأساس بازدياد k_b

ملاحظات هامة للأسئلة النظرية:

- ① تزداد قوة الحمض كلما صغرت قيمة الـ PH.
- ② تزداد قوة الأسس كلما كبرت قيمة الـ PH.
- ③ كلما كانت الحمض أقوى كان أساسه المرافق أضعف والعكس صحيح.
- ④ كلما كانت الأسس أقوى كانت حمضها المرافق أضعف والعكس صحيح.
- ⑤ عند مقارنة قوتين حمضيتين أو أكثر فيات الحمض الذي له قيمة K_a أكبر هو الأ أقوى.
- ⑥ عند مقارنة قوتين أساسيتين أو أكثر فيات الأسس الذي له قيمة K_b أكبر هو الأ أقوى.
- ⑦ بازدياد قيمة K_a للحمض الضعيف \leftarrow تزداد $[H_3O^+]$ \leftarrow تقل قيمة الـ PH \leftarrow تزداد قوة الحمض.
- ⑧ بازدياد قيمة K_b للأسس الضعيف \leftarrow تزداد $[OH^-]$ \leftarrow يقل $[H_3O^+]$ \leftarrow تزداد قيمة الـ PH \leftarrow تزداد قوة الأسس.
- ⑨ في أي محلول تكون الـ PH أقل؟

لكن تكون قيمة PH أقل ما يمكن يجب أن يكون $[H_3O^+]$ أكبر ما يمكن حسب العلاقة: $PH = -\log [H_3O^+]$ ولكن يكون $[H_3O^+]$ 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؟

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

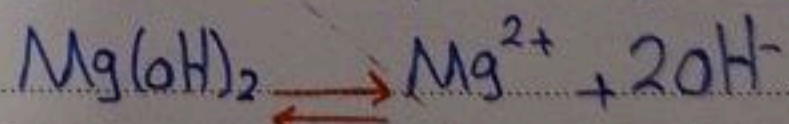
أي لكي يكون $[OH^-]$ أكبر ما يمكن يجب أن تكون $[H_3O^+]$ أصغر ما يمكن.

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

⑪ في أي محلول تكون قيمة $[H_3O^+]$ أكبر؟

لكن تكون $[H_3O^+]$ أكبر ما يمكن يجب أن تكون قيمة 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 تآكل المحلول.

يتأين الحمض القوي وفق المعادلة: $HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$ وبالتالي سوف يتكثف أيون الهيدرونيوم H_3O^+

الناتج من تآين الحمض القوي مع أيون الهيدروكسيد OH^- وتشكيل الماء H_2O \leftarrow ينقص تركيز $[OH^-]$

تحتل التوازن وتزداد جميع التفاعلات بالاتجاه المباشري وفق قاعدة لو شاتولييه \leftarrow يتأين قسم من الأسس الضعيف

فلا حظات حل المسائل

حساب $[H_3O^+]$

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

قوانين للمسائل

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

فلا حظات هامة:

- ① بين الحساب كيف يتغير $[H_3O^+]$ في المحلول كي تنقص الـ PH بقيمة α حسب $PH' \leftarrow$ حسب $[H_3O^+]$ تنسب: $\frac{[H_3O^+]' }{[H_3O^+]} = \frac{PH'}{PH}$
- ② في عبارات K_a , K_b , K_n عند ما يوجد α مسبوقه α أو α تحول لغيرها.
- ③ $V' - V =$ حجم الماء المضاف

حساب $[OH^-]$

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

المحاليل المائية للأملح

اسم العنصر	رمز العنصر	رمز الأيون	التكافؤ	الجذر	الصيغة	التكافؤ
الصوديوم	Na	Na ⁺	1	أهونيوم	NH ₄ ⁺	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
القصاص	Pb	Pb ²⁺	2	كربونات	SO ₄ ²⁻	2
الباريوم	Ba	Ba ²⁺	2	كربونات	CO ₃ ²⁻	2
المغنيسيوم	Mg	Mg ²⁺	2	كرومات	CrO ₄ ²⁻	2
الكبريت	S	S ²⁻	2	فوسفات	PO ₄ ³⁻	3

قطبية الأملح : نعلم أن الأملح يتكون من تفاعل الحمض مع الأساس : ماء + ملح → أساس + حمض

أعد تفسر آعلمياً تتمع الأملح خاصية القطبية : لأن الأملح مركبات أيونية تتألف من جزأين

Ⓐ ذرأساسي موجب : أيون معدني أو أكثر أو جذر أهونيوم أو أكثر

Ⓑ جزرهمضي سالب : أيون لامعدني أو أكثر أو جذرهمضي أو أكثر

أملح جيدة الذوبان (الأملح الذوبانية) : (CaCl₂ , BaCl₂ , CH₃COO⁻ , NH₄⁺ , NO₃⁻ , K⁺ , Na⁺)

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

أعد تفسر آعلمياً لكل هيايآي :

Ⓐ بعض الأملح جيدة الذوبان بالماء : لأن قوى التجاذب بين أيونات الأملح في بلورتها أقل من قوى التجاذب

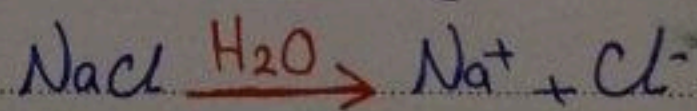
التي تنشأ بين هذه الأيونات وجزئيات الماء أثناء الذوبان

Ⓑ بعض الأملح قليلة الذوبان بالماء : لأن قوى التجاذب بين أيونات الأملح في بلورتها أكبر من قوى التجاذب

التي تنشأ بين هذه الأيونات وجزئيات الماء أثناء الذوبان

إماهة الأملح : هو ذوبان الأملح في الماء وتشكل الأيونات الميهية (الأيونات المحالمة بجزئيات الماء)

مثال : معادلة إماهة ملح كلوريد الصوديوم



معادلة ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي:

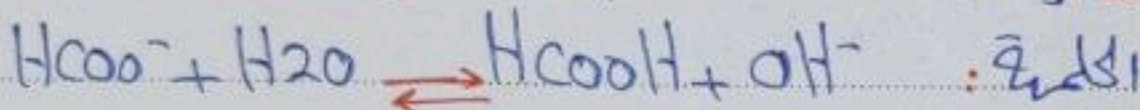
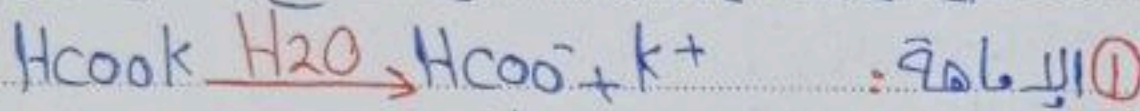
محلول مائي ملح نترات الأمونيوم والمطلوب:

- 1) اكتب معادلة الإماهة ثم اكتبها لهذا الملح.
- 2) حدد طبيعة الوسط الناتج على إيجابتك.
- 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 .



أيون ناتج عن أساس قوي أيون ناتج عن حمض ضعيف

أيون حيادي (لا يتفاعل مع الماء) يتفاعل مع الماء (يتحلل)

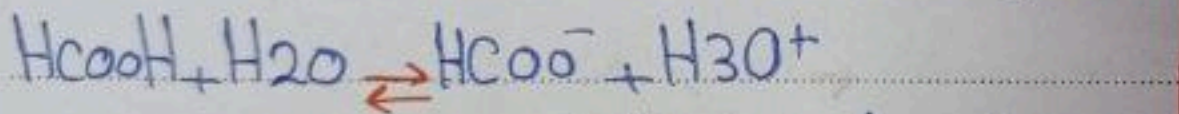


الوسط قلوي، لأنه ينتج أيون OH^- عن تفاعل الحمضية.

3) عبارة ثابت الحمضية k_h :

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

4) نكتب معادلة تأين حمض الفل:



عبارة ثابت تأين حمض الفل:

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

حسب الجداء $k_h \cdot k_a$:

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

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

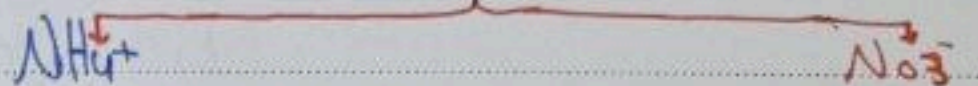
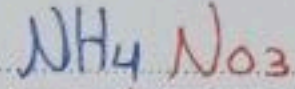
$$\rightarrow k_h = \frac{k_w}{k_a} = \frac{10^{-14}}{k_a}$$

وهي عبارة ثابت الحمضية k_h بدلالة ثابت التأين k_a .

معادلة ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

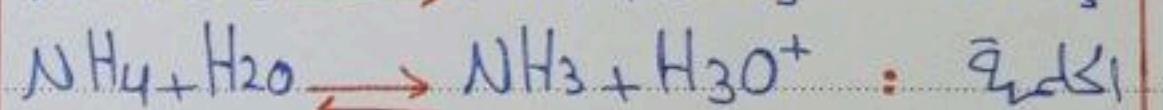
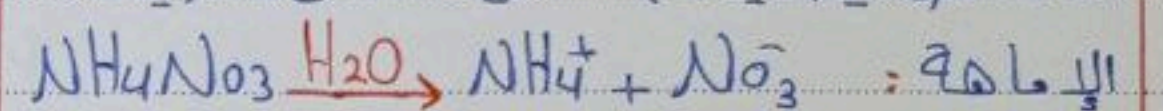
محلول مائي ملح نترات الأمونيوم والمطلوب:

- 1) اكتب معادلة الإماهة ثم اكتبها لهذا الملح.
- 2) حدد طبيعة الوسط الناتج على إيجابتك.
- 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 النشادر k_b .



أيون ناتج عن حمض قوي أيون ناتج عن أساس ضعيف

أيون حيادي (لا يتفاعل مع الماء) يتفاعل مع الماء (يتحلل)

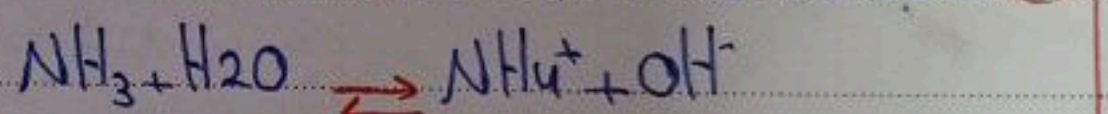


الوسط حمضي، لأنه ينتج أيون H_3O^+ عن تفاعل الحمضية.

3) عبارة ثابت الحمضية k_h :

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

4) نكتب معادلة تأين النشادر:



عبارة ثابت تأين النشادر:

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

حسب الجداء $k_h \cdot k_b$:

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

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

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

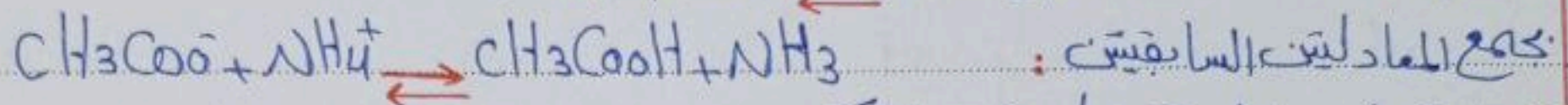
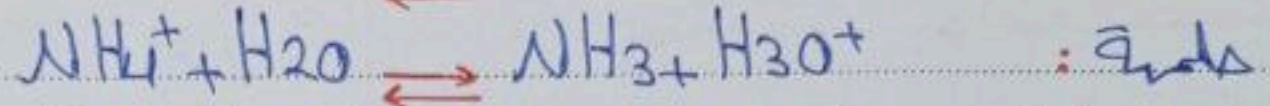
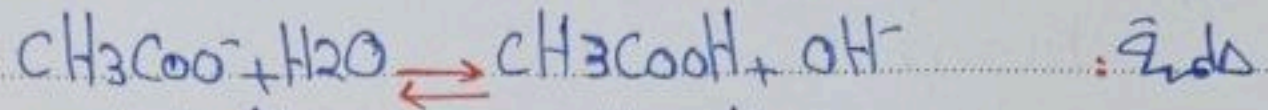
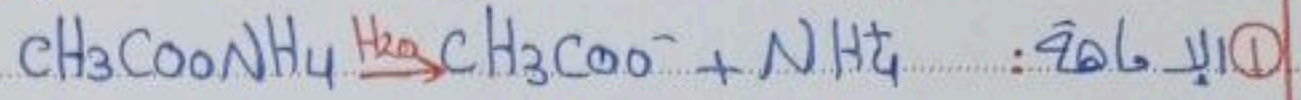
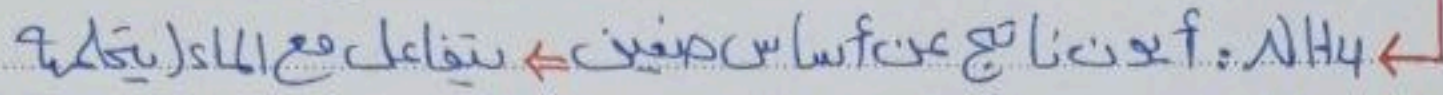
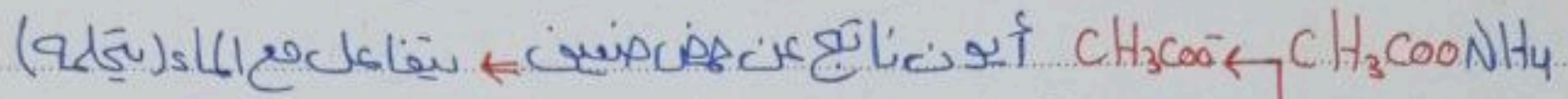
وهي عبارة ثابت الحمضية k_h بدلالة ثابت التأين k_b .

حالة ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف:

محلول مائي ملح خلاص الأيونات والكلوب:

① اكتب معادلتين إيهامية وحمضية هذا الملح ② اكتب عبارة ثابتة لحمضية هذا الملح k_h بدلالة التي أكتب

③ اكتب العلاقة التي تربط بين ثابتة لحمضية هذا الملح k_h وثابتة تأين الماء k_w



② عبارة ثابتة الحمضية k_h بدلالة التي أكتب:

$$k_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NH}_3]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{NH}_4^+]}$$

③ عبارة ثابتة الحمضية k_h بدلالة ثابتة 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 الناتج من الحمضية:

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

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

*** إذا كان $k_a = k_b$ الوسط متعادل (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

أعلى تقسيه آلياً:

لا يعدن ويان هذه الأملاح في الماء تتفاعل الحمضية

أو المحلول المائي لهذه الأملاح هو محلول متعادل

أو PH المحلول المائي لهذه الأملاح يساوي 7

لأن أيونات هذه الأملاح هي أيون لا تتفاعل مع الماء



* نتائج وفلا مظاهرات:

- 1) لا 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 للترسب أكبر.
- 3) ندرس جداء الذوبان على الأملح قليلة الذوبان بالماء.
- 4) نمثل ثابت جداء الذوبان k_{sp} جداء تركيز أيونات الملح قليل الذوبان بالماء مرفوعة كل منها إلى أس يساوي أفعالها التفاعلية في المحلول المشبع.
- 5) نمثل الجداء الأيونى Q جداء تركيز أيونات الملح قليل الذوبان بالماء مرفوعة كل منها إلى أس يساوي أفعالها التفاعلية ونعتمد ثلاث حالات:

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

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

- a) الذوبانية الكتلية للملح S_{wt} : هي كتلة هذا الملح التي تذوب في كمية معينة من الماء لتكوين محلول مشبع في درجة حرارة معينة.
- b) 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 (الموقى) للجوية:

يتألف المحلول الموقى من حمض ضعيف مع أحد أملاحه الذوابة
أو أساس ضعيف مع أحد أملاحه الذوابة
وهذه الأملاح في جسم الكائنات ضرورية لحياته فهي تحافظ على pH دمه

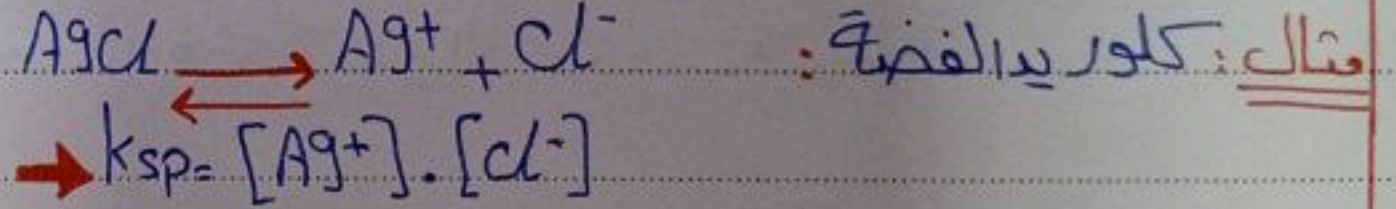
ملحة الأملح:

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 حض قوي أو أساس قوي (Na^+ , K^+ , Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-})	هو جزئ ناتج من حض ضعيف أو أساس ضعيف ($HCOO^-$, CH_3COO^- , CN^- , NH_4^+)
أيون صهاري لا يتفاعل مع الماء (لا يتحلل)	أيون يتفاعل مع الماء (يتحلل)
حدد طبيعة الوسط (حمضي، قلوي، معتدل)	حدد ثابت التأين (K_b و K_a) في عبارة ثابت الحموضة K_a

التوازن غير المتجانس للأملح قليلة الذوبان في الماء:

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



تطبيقات هدا الذوبان:

1) ترسيب ملح في محلول:

لترسيب ملح قليل الذوبان في محلول المتسبع بضعف مركب:

① تام التأين (ذواب)

② حوي أيون مثال أمهد أيونات الملح قليل الذوبان

2) إذابة ملح في محلول:

لا ذابة ملح قليل الذوبان بالماء في محلول المتسبع بضعف مركب:

① تام التأين (ذواب)

② حوي أيون يتحد مع أمهد أيونات الملح قليل الذوبان بشكل مع مركباً ضعيف التأين

ملاحظات لحل مسائل الحموضة k_a و k_b

||



||



الفهم الثاني: يُعطى في نص المسألة تركيز الملع وقوة P_H المحلول:

الخطوة الأولى: نستفيد من قيمة الـ P_H لحساب

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

الخطوة الثانية: لحساب ثابت الحموضة k_a :

نكتب معادلة الإماهة ثم الحموضة (نضع تحتها

التركيبة) ومن معادلة الحموضة نحسب k_a :

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

الخطوة الثالثة: لحساب قيمة ثابت التأين k :

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

الخطوة الرابعة: لحساب النسبة المئوية المتحللة:

كل تركيز الملع يتحلل فيه x من الخطوة (1)

كل 100 mol يتحلل فيه x



الفهم الأول: يُعطى في نص المسألة تركيز الملع وثابت التأين k (k_a, k_b):

الخطوة الأولى: لحساب ثابت الحموضة من العلاقة:

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

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

نكتب معادلة الإماهة ثم الحموضة (نضع تحتها

التركيبة) من معادلة الحموضة:

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

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

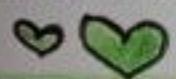
الخطوة الثالثة: لحساب قيمة P_H المحلول:

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

الخطوة الرابعة: لحساب النسبة المئوية المتحللة:

كل تركيز الملع يتحلل فيه x من الخطوة (2)

كل 100 mol يتحلل فيه x



عند إضافة قطرات من حمض قوي أو أساس قوي إلى معادلة الحموضة ويطلب حساب النسبة المئوية المتحللة نتبع الخطوات:

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

② نكتب معادلة الحموضة ونضع تحتها التركيبة.

③ نأخذ تركيز الأيون المشترك من الحمض أو الأساس المضاف ونعوض في معادلة الحموضة.

④ نطبق علاقة ثابت الحموضة بدلالة التركيبة لحساب الـ x الجديدة.

⑤ نحسب النسبة المئوية المتحللة.



فلا هذات لحل مسائل ثابت جرد الذويات

الخط الثاني: إضافة مادة تامة التأين إلى مادة أخرى تامة التأين أيضاً فيشكل ملح قليل الذويات:

1) تحسب الحجم الجديد بعد المزج:

$$V' = V_1 + V_2$$

2) تحسب التراكيز الجديدة بعد المزج:

3) إما أن تعطى في نص المسألة التراكيز قبل المزج

عندها تحسب التراكيز الجديدة من العلاقة:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \rightarrow C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} \rightarrow \text{بعد } n = n \text{ قبل}$$

4) أو أن تعطى في المسألة عدد المولات قبل المزج

عندها تحسب التراكيز الجديدة من العلاقة:

$$C_{\text{مول}} = \frac{n}{V'}$$

3) نكتب معادلة تأين المادة الأولى ونضع

حتها التراكيز الجديدة.

4) نكتب معادلة تأين المادة الثانية ونضع

حتها التراكيز الجديدة.

5) نكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح قليل

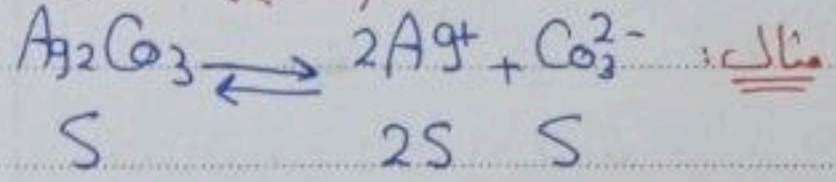
الذويات

6) تحسب Q ونقارنها مع k_{sp}

الخط الأول: محلول مشبع ملح قليل الذويات:

1) نكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح في

محلوله المشبع ثانية (\rightleftharpoons) ونضع تحتها التراكيز



2) نكتب قانون k_{sp} في المحلول المشبع والذي

يساوي جردا تراكيز الأيونات الملح مرفوعة

لأختالها وبالتالي إما أن يطلب حساب k_{sp}

أو حساب التراكيز

3) عند إضافة ملح جيد الذويات إلى ملح قليل

الذويات ويطلب معرفة إذا كانت P من الملح

قليل الذويات تحسب أم لا فإنا نتبع الخطوات:

a) نكتب معادلة إماهة (تأين) الملح جيد الذويات

المضاف ونضع تحتها التراكيز (b) نكتب معادلة

التوازن غير المتجانس للملح قليل الذويات (c) تحسب

تراكيز الأيون المشتركة بين الملح قليل الذويات

والملاح المضاف

$$[المضاف] + [القديم] = [الجديد]$$

d) تحسب قيمة Q ونقارنها مع k_{sp}

$Q > k_{sp}$ ← المحلول فوق مشبع ويترسب قسم من الملح

$Q < k_{sp}$ ← المحلول غير مشبع ويزداد قسم 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 بمحولة التركيز يتفاعلها مع مادة أخرى تدعى المحلول القياسي (تركيز معلوم ومحدد بدقة).

★ مشعرات هض - أساس:

أعد تفسيرا علمياً استعمال مشعرات (هض - أساس) في معايرات التعديل: لتحديد نقطة نهاية المعادلة

لون المشعري	مدى الـ pH للمشعري	لون المشعري	اسم المشعري
أصفر	3.1 → 4.4	أصفر	الهيلانثين
أصفر	4.2 → 6.2	أصفر	أصفر الميتل
أزرق	6 → 7.2	أصفر	أزرق بروم الثيمول
أصفر بنفسجي	8.2 → 10	عدم اللون	فينول فتالين



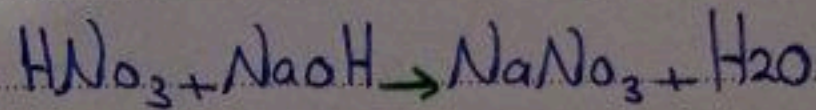
★ خطوات حل مسائل المعادلة:

- 1 كتابة المعادلة مع الموازنة.
- 2 عند بلوغ نقطة نهاية المعادلة تساوي بين أعداد المولات المعطاة والمطلوبة.
- 3 نظرب كل مادة بعدد الو ظائف فيها.
- 4 حسب المجهول:
 - أ عدد الو ظائف في الحمض هو عدد ذرات الهيدروجين الحضية فيه.
 - ب عدد الو ظائف في الأساس هو عدد ذرات الهيدروكسيد الأساسية فيه.

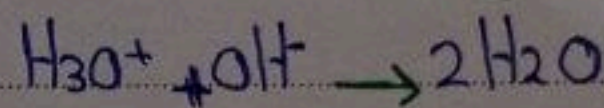
الحالة الأولى: معايرة هض قوي بأساس قوي:

مثال: معايرة هض الكزوت بمحلول هيدروكسيد الصوديوم

★ معادلة التفاعل الكامل:



★ المعادلة الأيونية:



★ عند نقطة نهاية المعادلة يكون:

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

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

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

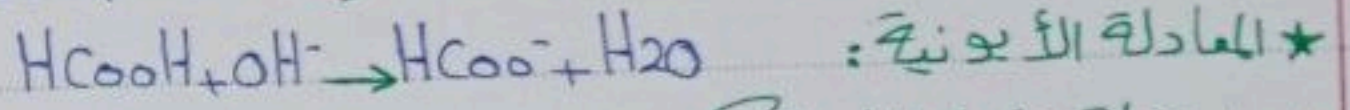
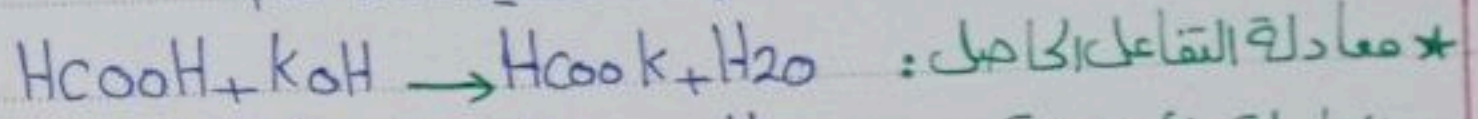
معايرة هض قوي مثالي بمؤشره بأساس قوي أحادي

معايرة هض قوي بأساسين قويتين

معايرة أساس قوي بحضين قويتين

الحالة الثانية: معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

مثال: معايرة حمض الفلر بحلوك لهدروكسيد البوتاسيوم



* عند نقطة نهاية المعايرة يكون:

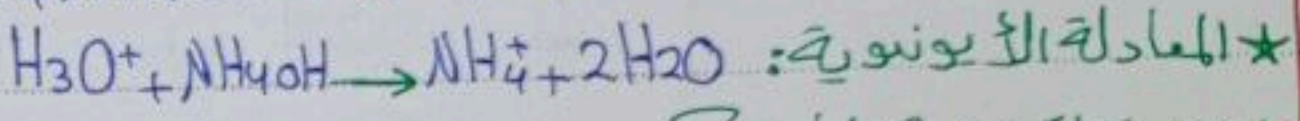
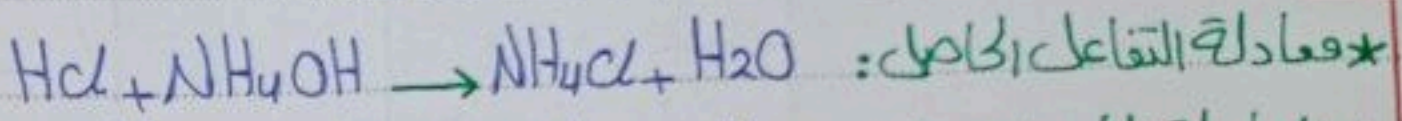
$$n_1(HCOOH) = n_2(OH^-)$$

$$1 \times n_1(HCOOH) = 1 \times n_2(KOH)$$

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

الحالة الثالثة: معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة هيدروكسيد الأمونيوم بحمض كلور الماء



* عند نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_1(H_3O^+) = n_2(NH_4OH)$$

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

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

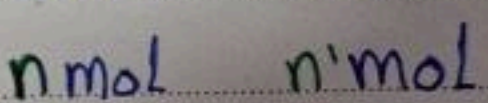
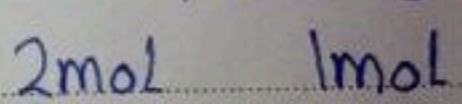
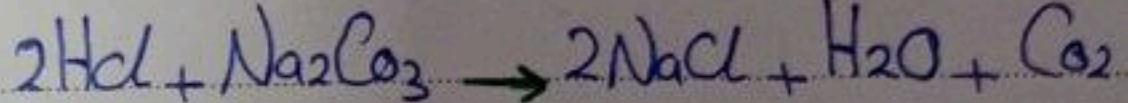
الحالة الرابعة: معايرة ملح بملح:

ملاحظات:

- 1) لا يوجد معادلة أيونية في هذه الحالة
- 2) نستنتج قانون المعايرة في هذه الحالة من معادلة تفاعل المعايرة الكامل
- 3) حمض هيدريد + ملح هيدريد \rightarrow حمض + ملح

مثال: معايرة محلول ملح كربونات الصوديوم بحمض كلور الماء

* معادلة التفاعل الكامل:



* عند نقطة نهاية المعايرة يكون:

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

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

