

مكتبة الكيمياء

لعام 2019-2020

جميع الدروس مشروحة على قناة اليوتيوب
(سامح الغلاب كيمياء)

بالإضافة لمقاطع صوتية على قناة التلغرام

<https://t.me/teachersameh>

الغازات

أولاً: مفهوم المول وعدد المولات

المول: هو نسبة لقياس كمية المادة في الكيمياء. نرسم له n

يمكن حساب عدد مولات لأي غاز بإحدى القانونين الأساسيين:

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

m : وهي كتلة الغاز وتقاس بالوحدة الدولية في الكيمياء بالغرام g

M : هي الكتلة المولية للمادة (الغاز) واحدتها: $g \cdot mol^{-1}$

أما القانون الثاني:

$$n = \frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد أفوغادرو}} = \frac{N}{N_A}$$

ثانياً: قانون الغازات العام (يربط متحولات الغاز كلها ببعضها)

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

لنعزل الثوابت والمتحولات كلاً على حدا فيصبح القانون:

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

يمثل الطرف الأيمن مقادير ثابتة لأن عدد المولات ثابت ما لم يضيف كمية إضافية من الغاز.

و R هي ثابت الغازات العام ويعطى في نص المسألة.

ففي عينة غازية يمكن أن نكتب القانون بالشكل:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{العلاقة الذهبية}$$

ثالثاً: قوانين الغازات لمتحولتين فقط:

1- قانون بويل: اعتمد في قانونه على العلاقة الذهبية السابقة لكنه افترض أن

درجة الحرارة ثابتة أي: $T_1 = T_2$ وباختصارها من الطرفين نستنتج

قانون بويل مع ثبات الحرارة.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

يتناسب ضغط الغاز عكساً مع الحجم وثبات الحرارة.

2- قانون شارل: افترض شارل أن ضغط الغاز يبقى ثابتاً وهو يغير الحجم

والحرارة فقط أي: $P_1 = P_2$ وبحذفهما من العلاقة الذهبية يصبح

قانون شارل:

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

يتناسب حجم الغاز طردياً مع درجة حرارته عند ثبات الضغط.

3- قانون (غاي-لوساك):

القانون هنا بافتراض أن الحجم ثابت أي: $V_1 = V_2$ وعند

حذفهما من العلاقة الذهبية نجد:

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

يتناسب ضغط الغاز طردياً مع درجة حرارته عند ثبات الحجم.

4- قانون أفوغادرو:

حجم (1 mol) من أي غاز في الشرطين النظاميين

$P = 1 \text{ atm}$ و درجة الحرارة $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$

هو حجم ثابت ويساوي (22.4 l).

أي:

$$V = V_{mol} \times n$$

وعند الشروط النظامية يكون حجم المول الواحد:

$$V = 22.4 \times n$$

بعزل المتغيرات وابقاء الرقم الثابت مكانه:

$$\frac{V}{n} = 22.4 = \text{const}$$

لذلك سنستخدم في المسائل:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

تحويلات هامة:

تحويلات الحجم:

$$ml \xrightarrow{10^{-3}} l \xrightarrow{10^{-3}} m^3$$

تحويلات الضغط:

$$KPa \xrightarrow{10^{+3}} Pa \xrightarrow{10^{-5}} atm$$

$$KPa \xrightarrow{10^{-2}} atm$$

$$t(^{\circ}\text{C}) \xrightarrow{+237} T(K)$$

تحويل درجة الحرارة:

مسألة (1):

عينة من غاز الأوكسجين تشغل حجماً قدره $310L$ عند درجة الحرارة $(37^\circ C)$ وتحت ضغط $41 kPa$ والمطلوب:

1- احسب عدد مولات الأوكسجين في العينة علماً أن:

$$(R = 0.082 L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})$$

2- حساب حجم الأوكسجين إذا أصبح الضغط $205 KPa$ مع ثبوت درجة الحرارة.

3- حساب درجة الحرارة السيليزية التي يصبح عندها حجم الأوكسجين $930L$ مع ثبوت الضغط.

4- حساب الضغط الذي يصبح عنده حجم الغاز $640L$ عند الدرجة $(47^\circ C)$.

الحل:

$T = 37 + 273$ $= 310 K$	V $= 310l$	P $= 41 \times 10^{-2} atm$
-----------------------------	-----------------	----------------------------------

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

$$41 \times 10^{-2} \times 310 = n \times 82 \times 10^{-3} \times 310$$

$$n = 5 mol$$

(ط2)

درجة الحرارة ثابتة فتحذف ويصبح:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$41 \times 10^{-2} \times 310 = 205 \times 10^{-2} \times V_2$$

$$V_2 = 62 l$$

(3)

الضغط ثابت $P = Const$

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

$$\frac{310}{310} = \frac{930}{T_2} \Rightarrow T_2 = 930 K$$

$$t_c = T - 273 = 930 - 273 = 657^\circ C$$

(ط4)

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

$$\frac{41 \times 10^{-2} \times 310}{310} = \frac{P_2 \times 640}{320}$$

$$P_2 = 20.5 \times 10^{-2} atm$$

مسألة (2):

نعامل $0.3 mol$ من غاز الهيدروجين مع كمية مناسبة من غاز النيتروجين في وعاء حجمه $2.46 l$ و تحت ضغط $1 atm$ فينتج غاز النشادر، والمطلوب: $R = 0.082 atm \cdot l \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

1- احسب درجة حرارة غاز الهيدروجين في العينة.

2- عدد مولات غاز النشادر الناتج.

3- حجم غاز النشادر الناتج.

الحل:

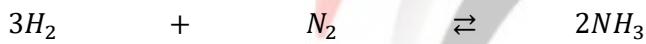
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R} = \frac{1 \times 246 \times 10^{-2}}{3 \times 10^{-1} \times 82 \times 10^{-3}}$$

$$T = 100 K$$

(ط2) المطلوب غاز النشادر ولا يوجد معلومة عنه لذلك سنكتب المعادلة لإظهاره:

لإظهاره:



$3 mol$

$2 mol$

$n mol$

$0.3 mol$

$$n = \frac{0.3 \times 2}{3} = 0.2 mol$$

(ط3)

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{V_1 \cdot n_2}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{2.46 \times 0.2}{0.3} = 164 \times 10^{-2} L$$

هذه المسألة مشابهة تماماً للمسألة الوزارية في الفحص النصفى لعام

2020 وقد وضعتها لكم في نهاية هذا البحث للتدرب عليها.



$$M = \frac{14 \times 10^{-1} \times 82 \times 10^{-3} \times 300}{246 \times 10^{-2}}$$

$$M = 14 \text{ g.mol}^{-1}$$

ط2) من قانون الغازات العام:

$$P.V = nRT$$

$$n = \frac{P.V}{R.T} = \frac{246 \times 10^{-2} \times 2}{82 \times 10^{-3} \times 300} = 0.2 \text{ mol}$$

ط3)

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n.M$$

$$m = 0.2 \times 14 = 2.8 \text{ g}$$

ط4)

$$n = \frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد افوغادرو}} = \frac{N}{N_A}$$

$$N = n.N_A$$

$$N = 0.2 \times 6.022 \times 10^{23}$$

$$N = 12044 \times 10^{19} \text{ جزيء}$$

قانون دالتون والضغط الجزئية:

الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة له.

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

ويمكن أن نستخدم القانون الآتي بمعرفة عدد المولات لكل غاز:

$$P_t = n_t \left(\frac{R.T}{V} \right)$$

$$n_t = n_1 + n_2 + \dots \quad \text{حيث:}$$

ملاحظة: تعطى عبارة الضغط الجزئي لغاز وحيد بالعلاقة:

$$P_1 = n_1 \left(\frac{R.T}{V} \right)$$

كثافة الغاز:

انطلاقاً من قانون الغازات العام (الغاز المثالي) استنتج العلاقة المحددة لعبارة كثافة الغاز ؟

$$P.V = n.R.T$$

$$P.V = \frac{m}{M}.R.T$$

$$P.V.M = m.R.T$$

$$\frac{m}{V} = \frac{P.M}{R.T}$$

وبما أن كثافة الغاز تعطى بالعلاقة: $d = \frac{m}{V}$

$$\Rightarrow d = \frac{P.M}{R.T}$$

تُقاس الكثافة بوحدة: g.l^{-1}

علل يرتفع المنطاد عالياً عند تسخين الهواء داخله.

لأن تسخين الهواء يؤدي لنقصان كثافته لتصبح أقل من كثافة الهواء المحيط به مما يؤدي إلى ارتفاعه.

(الكثافة تتناسب عكساً مع درجة الحرارة) حسب القانون:

$$d = \frac{P.M}{R.T}$$

مسألة (3):

تبلغ كثافة غاز 1.4 g.l^{-1} وحجمه 2 L وتحت الضغط 2.46 atm

ودرجة الحرارة 27°C :

1- احسب الكتلة المولية لهذا الغاز.

2- احسب عدد مولات هذا الغاز.

3- احسب كتلة هذا الغاز.

4- احسب عدد الجزيئات لهذا الغاز.

$$= 6.022 \times 10^{23} \text{ عدد افوغادرو}$$

الحل: الكتلة المولية توجد بقانونين فقط هما (عدد المولات - الكثافة)

لكنه أعطانا الكثافة لذلك سنستخدم قانونها.

$$d = \frac{P.M}{R.T} \Rightarrow M = \frac{d.R.T}{P}$$

جميع الدروس مشروحة على قناة اليوتيوب (سامح الغلاب كيمياء)

وبنفس الطريقة والقانون نجد:

$$P_2 = 5 (246 \times 10^{-2}) = 1230 \times 10^{-3} atm$$

$$P_3 = 3 (246 \times 10^{-2}) = 738 \times 10^{-3} atm$$

للتأكد من الحل يجب أن يكون:

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3$$

$$P_t = 492 \times 10^{-3} + 1230 \times 10^{-3} + 738 \times 10^{-3}$$

$$P_t = 24600 \times 10^{-3} = 246 \times 10^{-1} atm$$

.....

مسألة (5):

يحتوي مزيج غازي على (60%) من غاز الأوكسجين و (16%) من غاز النيتروجين و (24%) من غاز الهيدروجين في وعاء مغلق ضغطه الكلي (2 atm) والمطلوب:

1- احسب الضغط الجزئي لكل غاز.

2- إذا كان عدد مولات الغازات كلها 10 mol فاحسب عدد مولات كل غاز في العينة.

الحل: في نص المسألة لدينا:

$X_1 = 60\%$	$X_2 = 16\%$	$X_3 = 24\%$	$P_t = 2$
--------------	--------------	--------------	-----------

ومنه وحسب القانون:

$$P_1 = X_1 \cdot P_t = \frac{60}{100} \times 2 = 1.2 atm$$

$$P_2 = X_2 \cdot P_t = \frac{16}{100} \times 2 = 0.32 atm$$

$$P_3 = X_3 \cdot P_t = \frac{24}{100} \times 2 = 0.48 atm$$

(ط2)

لدينا: القانون الثاني للنسبة: $X_i = \frac{n_i}{n_t}$ فمنه:

$$n_1 = X_1 \cdot n_t = \frac{60}{100} \times 10 = 6 mol$$

$$n_2 = X_2 \cdot n_t = \frac{16}{100} \times 10 = 1.6 mol$$

$$n_3 = X_3 \cdot n_t = \frac{24}{100} \times 10 = 2.4 mol$$

قانون غراهام في الانتشار والتسرب:

سؤال: استنتج عبارة الضغط الكلي للمزيج غازي بدلالة الكسر المولي.

الضغط الجزئي للغاز:

$$P_1 = n_1 \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

والضغط الكلي للمزيج الغازي:

$$P_t = n_t \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

بنسب الضغط الجزئي للضغط الكلي:

$$\frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1}{n_t}$$

وندعو النسبة: $X_i = \frac{n_i}{n_t}$ بالكسر المولي فيصبح:

$$\frac{P_1}{P_t} = X_i \Rightarrow P_1 = X_i \cdot P_t$$

.....

مسألة (4):

لدينا وعاء حجمه (100l) يحتوي (2mol) من غاز الأرجون و (5mol) من غاز الهيليوم و (3mol) من النيتروجين عند الدرجة (27°) والمطلوب:

1- احسب الضغط الكلي للمزيج الغازي في الوعاء.

2- احسب الضغط الجزئي لكل غاز في المزيج.

$$(R = 0.082 L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})$$

(ط1)

$$P_t = n_t \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

$$n_t = n_1 + n_2 + n_3$$

$$n_t = 2 + 5 + 3 = 10 mol$$

$$\Rightarrow P_t = 10 \left(\frac{82 \times 10^{-3} \times 300}{100} \right)$$

$$P_t = 10 (246 \times 10^{-2}) = 246 \times 10^{-1} atm$$

(ط2)

$$P_1 = n_1 \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

$$P_1 = 2 (246 \times 10^{-2}) = 492 \times 10^{-3} atm$$

احسب نسبة سرعة انتشار غاز الأوكسجين إلى سرعة انتشار غاز الهيدروجين علماً أن: $O: 16 \quad H: 1$
الحل:

$$\frac{v_{O_2}}{v_{H_2}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\frac{v_{O_2}}{v_{H_2}} = \sqrt{\frac{2}{32}} = \sqrt{\frac{1}{16}} = \frac{1}{4}$$

4- علل عند رش كمية صغيرة من العطر في غرفة تنتشر رائحته بكل أرجاء الغرفة.

بسبب الحركة العشوائية لجزيئات الغاز لتماماً الحيز التي توجد فيه بشكل متجانس تقريباً.

5- الخطوط البيانية هامة وغير مهمشة (شاهد الفيديو الأول للغازات).

مسألة (6):

عينة من غاز الأوكسجين حجمها 24.6 L عند الضغط 1 atm ودرجة الحرارة 27°C والمطلوب:

- 1- عدد مولات هذه العينة من الأوكسجين.
 - 2- إذا تحول غاز الأوكسجين إلى غاز الأوزون O_3 عند الضغط ودرجة الحرارة ذاتها.
- احسب عدد مولات غاز الأوزون الناتج.
 - حجم غاز الأوزون الناتج.

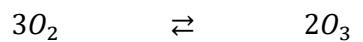
$$P.V = n.R.T$$

$$n = \frac{P.V}{T.R} = \frac{1 \times 246 \times 10^{-1}}{300 \times 82 \times 10^{-3}}$$

$$n = 1 \text{ mol}$$

ط2) المطلوب غاز الأوزون ولا يوجد معلومة عنه لذلك سنكتب

المعادلة لإظهاره:



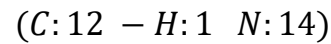
$$n = \frac{1 \times 2}{3} = \frac{2}{3} \text{ mol}$$

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

تناسب سرعة انتشار الغاز عكساً مع الجذر التربيعي للكتلة المولية لهذا الغاز.

مثال:

لدينا العينات الغازية $CO_2 - CH_4 - NH_3$ رتب هذه الغازات حسب سرعة انتشارها في الهواء مبرهنأ بالعلاقة الرياضية المناسبة.



حسب قانون غراهام:

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

تناسب السرعة عكساً مع الجذر التربيعي للكتلة المولية.

$$M_{CO_2} = 12 + 16(2) = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{CH_4} = 12 + 1(4) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{NH_3} = 14 + 1(3) = 17 \text{ g.mol}^{-1}$$

ومنه نرتب الغازات تصاعدياً حسب سرعتها:



ملاحظات:

1- إذا بقي عدد المولات نفسه يبقى الضغط نفسه حتى وإن تغير نوع الغاز
مثال:

مزيج غازي يحتوي 3 mol من غاز البروبان و 4 mol من غاز الميثان عند الضغط 1 atm فإذا استبدل المزيج بـ 7 mol من غاز الهيدروجين فيكون الضغط:

2.24atm	22.4atm	1 atm	7 atm
---------	---------	-------	-------

2- تذكر أن الكثافة تتناسب طردياً مع الكتلة المولية حسب: $d = \frac{P.M}{R.T}$

أعلى كثافة بين الغازات الآتية:

H_2	N_2	O_2	CH_4
-------	-------	-------	--------

3- يمكن أن يطلب بشكل نظري نسبة سرعة انتشار غاز إلى غاز آخر
فنطبق قانون غراهام.

مثال:

ط3

◆ مسألة (8): (لك أنت عزيزي الطالب)

خليط مكون من $0.06g$ هيدروجين و $1.4g$ من غاز النيتروجين و $0.34g$ من غاز النشادر تحت ضغط كلي $4atm$ ودرجة حرارة $(1000^\circ K)$ والمطلوب:

- 1- عدد مولات كل غاز.
- 2- الكسر المولي لكل غاز.
- 3- الضغط الجزئي لكل غاز.
- 4- الحجم الكلي للمزيج.

$$(R = 0.082 \text{ L. atm. mol}^{-1}. K^{-1})$$

$$(N = 14, H: 1)$$

الحل موجود على قناة التلفرام



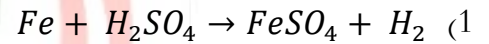
◆ مسألة (7): نفس المسألة الأولى بالدرس

منطاد مليء بغاز الهيدروجين يستخدمه مشتكشف ليصل به إلى القطب الشمالي وقد حصل على غاز الهيدروجين من تفاعل حمض الكبريت المدد مع برادة الحديد فإذا كان حجم المنطاد في الشرطين النظاميين 600 m^3 ونسبة غاز الهيدروجين المتسرب 40% :

- 1- اكتب معادلة التفاعل الحاصل.
- 2- احسب كتلة الحديد المستعمل.
- 3- احسب كتلة حمض الكبريت.

$$(Fe: 56 \quad H: 1 \quad S: 32 \quad O: 16)$$

الحل:



(2) لا يهم النسبة المتسربة بل نحتاج النسبة المستخدمة فقط لذلك:

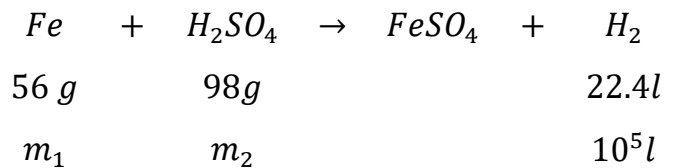
الملي 60 m^3 يجب ضخ 100 m^3

الملي 600 m^3 يجب ضخ $V \text{ m}^3$

ومنه:

$$V = \frac{600 \times 100}{60} = 100 \text{ m}^3$$

$$V = 100 \times 10^3 \text{ l} = 10^5 \text{ l}$$



$$m_1 = \frac{56 \times 10^5}{22.4} = 25 \times 10^4 g$$

ط3

$$m_2 = \frac{98 \times 10^5}{22.4} = 437500 g$$

$$\frac{1}{4}V_D = \frac{1}{2}V_A$$

$$V_D = \frac{1}{2} \times 0.12 \times \frac{4}{1} = 0.24 \text{ mol. l}^{-1}.s^{-1}$$

♦ **مسألة (2):** ليكن لدينا التفاعل $A \rightarrow 2B$ وقد تم تعيين تغير

تركيز المادة A خلال الزمن وفق الجدول الآتي:

1.0	0.8	0.6	0.2	$[B] \text{ mol. l}^{-1}$
30	20	10	0	$t(s)$

1- اكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك المادة A وعبارة السرعة

الوسطية لتشكيل المادة B .

2- اكتب عبارة السرعة الوسطية للتفاعل.

3- احسب قيمة السرعة الوسطية لتشكيل المادة B بين اللحظتين

$(0 \rightarrow 10s)$.

4- احسب قيمة السرعة الوسطية لاستهلاك المادة A بين اللحظتين

$(20 \rightarrow 30s)$.

الحل:

$$V_{(avg)B} = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t} \text{ و } V_{(avg)A} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad (1)$$

$$V_{avg} = V_{avg(A)} = \frac{1}{2} V_{avg(B)} \quad (2)$$

أو تكتب بالشكل العام:

$$V_{avg} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = + \frac{1}{2} \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

$$V_{avg(B)} = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = + \frac{(0.6-0.2)}{(10-0)} \quad (3)$$

$$= 0.04 \text{ mol. l}^{-1}.s^{-1}$$

4) الجدول المعطى للمادة B لذلك سنحسب السرعة الوسطية لها أولاً

بين اللحظتين $20s$ و $30s$ ثم سنربط بينها وبين المادة A

$$V_{(avg)B} = + \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = + \frac{(1-0.8)}{(30-20)}$$

$$= 0.02 \text{ mol. l}^{-1}.s^{-1}$$

الآن نربط السرعتين مع بعضهما:

$$V_{avg(A)} = \frac{1}{2} V_{avg(B)}$$

$$V_{avg(A)} = \frac{1}{2} \times 0.02 = 0.01 \text{ mol. l}^{-1}.s^{-1}$$

سرعة التفاعل الكيميائي

أولاً: تصنيف التفاعلات الكيميائية من حيث سرعتها:

a. تفاعلات سريعة جداً: كاحتراق غاز البوتان

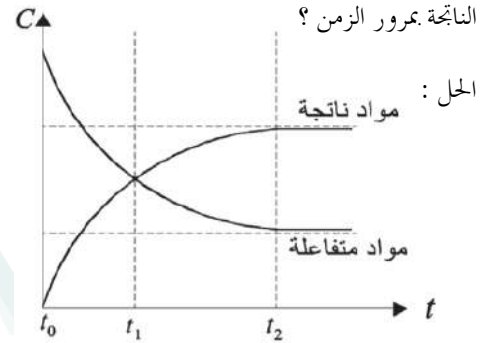
b. تفاعلات بطيئة: كتشكل صدأ الحديد

c. تفاعلات بطيئة جداً: كتشكل النفط والغاز.

ثانياً: سرعة التفاعلات الكيميائية

ارسم خطاً بيانياً توضح فيه تغيرات تراكيز كل من المواد المتفاعلة والمواد

الناتجة بمرور الزمن؟



عند بداية التفاعل كانت تراكيز المواد المتفاعلة عظمى وتراكيز المواد الناتجة

معدومة وبعد فترة زمنية معينة نلاحظ ثبات التراكيز على قيم معينة

(t_2) .

♦ **مسألة (1):** ليكن لدينا التفاعل الآتي:



1- اكتب عبارات السرعة الوسطية لاستهلاك كل مادة متفاعلة

والسرعة الوسطية لتكون كل مادة ناتجة.

2- ما العلاقة التي تربط بين السرعات السابقة؟

3- إذا كانت السرعة الوسطية لاستهلاك المادة (A)

$$0.12 \text{ mol. l}^{-1}.s^{-1}$$

فاحسب السرعة الوسطية لتكون كل من المادة C والمادة D .

الحل:

$$v_B = - \frac{\Delta[B]}{\Delta t} \quad v_A = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad -1$$

$$v_D = + \frac{\Delta[D]}{\Delta t} \quad v_C = + \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

$$v_{avg} = - \frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = - \frac{1}{3} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{1} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[D]}{\Delta t} \quad -2$$

أي:

$$V_{avg} = \frac{1}{2} V_A = \frac{1}{3} V_B = V_C = \frac{1}{4} V_D$$

$$V_C = \frac{1}{2} V_A = \frac{1}{2} \times 0.12 = 0.06 \text{ mol. l}^{-1}.s^{-1} \quad -3$$

$$C' = \frac{C}{2}$$

اي أن كل مادة سينقص تركيزها الى النصف: (نعوض):

$$v_3 = K \left(\frac{[A]}{2} \right) \times \left(\frac{[B]}{2} \right)^2$$

$$v_3 = \frac{1}{8} \times K \times [A] \times [B]^2$$

$$v_3 = \frac{1}{8} v_0$$

(تنقص سرعة التفاعل إلى الثمن)

(4)

(بعد الضغط) = n (قبل الضغط)

$$V \times C = V' \times C'$$

$$V \times C = \frac{V}{4} \times C'$$

$$C' = 4C$$

أي يزداد تركيز كل مادة أربع مرات (نعوض):

$$v_4 = K(4[A])(4[B])^2$$

$$v_4 = 64K[A][B]^2$$

$$v_4 = 64 v_0$$

مسألة (4):

نمزج (200) ml من محلول مادة A تركيزه 1.2 mol.l^{-1} مع (400) ml من محلول مادة B تركيزه 0.6 mol.l^{-1} فيحدث التفاعل الأولي التالي عند درجة حرارة مناسبة:



- 1- احسب سرعة التفاعل الابتدائية علماً أن ثابت السرعة 10^{-2} .
- 2- احسب سرعة التفاعل بعد زمن يصبح فيه [B] نصف ما كان عليه.
- 3- احسب تراكيز المواد الثلاث عندما يتوقف التفاعل.
- 4- بفرض أن التفاعل يتوقف بعد 10 ثانية من البدء المطلوب:
 - (a) احسب السرعة المتوسطة لاستهلاك المادة B.
 - (b) احسب السرعة الوسطى للتفاعل.

الحل:

نحسب التراكيز الجديدة لأننا في حالة مزج بين مادتين

$$n_{\text{المزج}} = n_{\text{قبل المزج}}$$

$$C \times V = C' \times V'$$

مربعاً: قانون سرعة التفاعل اللحظية

ليكن لدينا المعادلة العامة الآتية: $mA_{(g)} + nB_{(g)} \rightarrow$ نواتج

تعطى عبارة السرعة اللحظية لهذا التفاعل بالشكل الآتي:

$$v = K[A]^m \cdot [B]^n$$

● لاندخل المواد الصلبة (s) والمواد السائلة (l) في عبارة السرعة

لأن: تراكيزها ثابتة مهما اختلفت كميتها.

● K الموجود في القانون هو ثابت السرعة ويتعلق بطبيعة المواد المتفاعلة ودرجة الحرارة معاً وتتعلق واحدته بالأمثال التفاعلية.

● ادرس الجدول صفحة 54 لزيادة تركيز الملاحظة الأولى.

● مسألة (3):

ليكن لدينا التفاعل الغازي الآتي: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 2C_{(g)}$

كيف تتغير سرعة هذا التفاعل في كل مما يلي

- 1- عند زيادة تركيز المادة A مرتين.
- 2- عند زيادة تركيز المادة B ثلاث مرات.
- 3- عند زيادة الحجم إلى الضعف.
- 4- عند زيادة الضغط اربع مرات.

الحل:

$$v_0 = K[A][B]^2 \quad \text{قبل التغير:}$$

(1) عند زيادة تركيز المادة A مرتين:

$$v_1 = K(2[A])[B]^2$$

$$v_1 = 2K[A][B]^2$$

$$v_1 = 2v_0$$

(تزداد سرعة التفاعل مرتين)

(2) عند زيادة تركيز المادة B ثلاث مرات:

$$v_2 = K[A]([3B])^2$$

$$v_2 = 9K[A][B]^2$$

$$v_2 = 9v_0$$

(تزداد سرعة التفاعل تسع مرات)

(3) عند زيادة الحجم إلى الضعف:

$$n_{\text{(بعد زيادة الحجم)}} = n_{\text{(قبل زيادة الحجم)}}$$

$$V \times C = V' \times C'$$

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

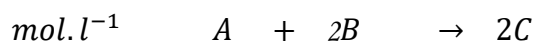
$$0.4 - 2X = 0$$

$$2X = 0.4 \quad X = 0.2 \quad \text{mol.l}^{-1}$$

$$[A] = 0.4 - 0.2 = 0.2 \quad \text{mol.l}^{-1}$$

$$[C] = 2X = 0.4 \quad \text{mol.l}^{-1}$$

(الطلب 4)



$$\text{ت (بدء)} \quad 0.4 \quad 0.4 \quad 0$$

$$\text{ت (بعد زمن)} \quad 0.2 \quad 0 \quad 0.4$$

(a) السرعة الوسطى لاستهلاك المادة B:

$$V_{avg}(B) = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = -\frac{(0 - 0.4)}{10} = 0.04 \quad \text{mol.l}^{-1}.S^{-1}$$

(b) السرعة الوسطى للتفاعل بالاعتماد على المادة B:

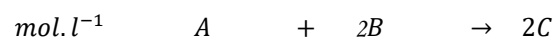
$$V_{avg} = \frac{1}{2} \times V_{avg}(B) = \frac{1}{2} \times 0.04 = 0.02 \quad \text{mol.l}^{-1}.S^{-1}$$

ملاحظات:

$$\dot{C} = \frac{V \times C}{\dot{V}}$$

$$[A]_0 = \frac{200 \times 10^{-3} \times 1.2}{600 \times 10^{-3}} = \frac{1.2}{3} = 0.4 \text{mol.l}^{-1}$$

$$[B]_0 = \frac{400 \times 10^{-3} \times 0.6}{600 \times 10^{-3}} = \frac{2.4}{6} = 0.4 \text{mol.l}^{-1}$$



$$\text{ت (بدء)} \quad 0.4 \quad 0.4 \quad 0$$

$$\text{ت (بعد زمن)} \quad 0.4 - x \quad 0.4 - 2x \quad 2x$$

$$v_0 = K[A]_0[B]_0^2 \quad (\text{الطلب 1})$$

$$v_0 = 10^{-2}(0.4)(0.4)^2$$

$$v_0 = 6.4 \times 10^{-4} \quad \text{mol.l}^{-1}.S^{-1}$$

(الطلب 2)

$$[B] = \frac{1}{2} [B]_0$$

$$0.4 - 2X = \frac{1}{2} \times 0.4$$

$$0.4 - 2X = 0.2$$

$$X = 0.1 \text{mol.l}^{-1}$$

فالتراكيز المتبقية هي:

$$[A] = 0.4 - X \quad [B] = 0.4 - 2X$$

$$= 0.4 - 0.1 \quad = 0.4 - 0.2$$

$$= 0.3 \text{mol.l}^{-1} \quad = 0.2 \text{mol.l}^{-1}$$

$$v_1 = K[A][B]^2$$

$$v_1 = 10^{-2}(0.3)(0.2)^2$$

$$v_1 = 12 \times 10^{-5} \text{mol.l}^{-1}.S^{-1}$$

(الطلب 3) يتوقف التفاعل عندما ينعدم مركز المادة A أو B أو كلاهما عندها

$$:V = 0$$

إما : $[A] = 0$

$$0.4 - X = 0$$

$$X = 0.4 \quad \text{mol.l}^{-1}$$

$$[B] = 0.4 - 2X$$

$$[B] = 0.4 - 0.8 - 0.4 \quad \text{mol.l}^{-1}$$

مرفوض لأن التراكيز موجبة دوماً

أو $[B] = 0$ 

$$V = K[A]^2 \cdot [B]$$

$$V = 10^{-2} \times (0.2)^2 \times (0.2)$$

$$V = 8 \times 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

(3) عدد المولات يبقى ثابتاً عند زيادة الحجم أي يمكن أن نكتب

(بعد زيادة الحجم) = n (قبل زيادة الحجم)

$$V \times C = V' \times C'$$

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

$$C' = \frac{C}{2}$$

أي أن كل مادة سينقص تركيزها إلى النصف: (نعوض):

$$V' = K \left[\frac{A}{2} \right]^2 \cdot \left[\frac{B}{2} \right]$$

$$V' = \frac{1}{8} V_0 = \frac{1}{8} \times 48 \times 10^{-5}$$

$$V' = 6 \times 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

(4) نستخدم الطريقة العامة للحل:

كل 0.4 mol.l^{-1} من المادة A يتفاعل منها $2x$

كل 100 mol.l^{-1} يتفاعل منها 40%

$$\Rightarrow 2x = \frac{0.4 \times 40}{100} = 0.16$$

$$x = 0.8 \text{ mol.l}^{-1}$$

ومنه بالتعويض في المادة C نجد:

$$[C] = 2x = 0.16 \text{ mol.l}^{-1}$$

يمكنك مشاهدة الفيديو الآتي عن شرح مسائل السرعة



(الجلسات الامتحانية في دمشق - برمكة - معهد آسيا)

مسألة (5):

وضع 4 mol من الغاز A مع 3 mol من الغاز B في وعاء مغلق سعته 10 l

فيحدث التفاعل الآولي عند درجة حرارة معينة وفق المعادلة:



1- احسب سرعة التفاعل الابتدائية اذا كان $k = 10^{-2}$

2- احسب سرعة التفاعل بعد زمن يصبح فيه $[A] = [B]$

3- بين بالحساب كيف تتغير سرعة هذا التفاعل الابتدائية إذا تضاعف

حجم الوعاء الذي يحدث فيه هذا التفاعل مع ثبات درجة الحرارة.

4- تركيز المادة C إذا تفاعل 40% من المادة A .

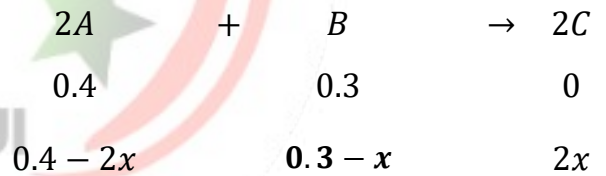
الحل:

نحسب التراكيز الابتدائية أولاً:

$$[A]_0 = \frac{n}{V} = \frac{4}{10} = 0.4 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[B]_0 = \frac{n}{V} = \frac{3}{10} = 0.3 \text{ mol.l}^{-1}$$

نعوض في المعادلة بالشكل:



$$v = K[A]_0^2 \cdot [B]_0 \quad (1)$$

$$V = 10^{-2} \times (0.4)^2 \times (0.3)$$

$$= 48 \times 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

(2) من الفرض لدينا :

$$[A] = [B]$$

$$0.4 - 2x = 0.3 - x$$

$$x = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$$

نعوض في تراكيز المادتين بعد زمن:

$$[A] = 0.4 - 2x = 0.4 - 0.2 = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[B] = 0.3 - x = 0.3 - 0.1 = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$21 \times 10^{-4} = K(0.1)^2$$

$$\Rightarrow K = 21 \times 10^{-2}$$

✳️ عزيزي الطالب توجد مسائل عديدة في كتابك المدرسي تدرب على مسألة إضافية عن هذا النمط من المسائل لتركين المعلومة والفكرة .
✳️ لا تنسى أن طريقة حل المسائل مشروحة على اليوتيوب إن واجهتك أي صعوبة .

✳️ توجد شروحات صوتية كذلك مرقمة على قناة التلغرام

(سامح الغلاب كيميائي)

<https://t.me/teachersameh>

أو امسح الكود الآتي:



سادساً: مراحل حدوث التفاعل الكيميائي

✧ نظرية التصادمات:

سؤال (1): تقوم نظرية التصادمات على فرضيتين ماهما؟

- حدوث تفاعل كيميائي يجب أن تصادم دقائق المواد المتفاعلة مع بعضها.
- التصادم شرط لازم لكنه غير كافٍ لحدوث التفاعل.

سؤال (2): علل التصادم شرط لازم لكنه غير كافٍ لحدوث التفاعل؟

لوجود تصادمات فعالة وأخرى غير فعالة.

سؤال (3): حتى يكون التصادم فعالاً لابد من توافر شرطين ماهما؟

- أن تأخذ دقائق المواد وضعاً فراغياً مناسباً.

خامساً: مرتبة التفاعل

هي مجموع أسس تراكيز المواد المتفاعلة في عبارة سرعة التفاعل.

💧 مسألة (6): يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة:



وكانت النتائج لقياس سرعة التفاعل الابتدائية في عدة تجارب بتراكيز مختلفة

رقم التجربة	$[B](mol.l^{-1})$	$[A](mol.l^{-1})$	$v(mol.l^{-1})$
1	0.1	0.1	21×10^{-4}
2	0.1	0.2	84×10^{-4}
3	0.2	0.2	84×10^{-4}

1- اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية واستنتج رتبة التفاعل.

2- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل.

$$v = K[A]^x \cdot [B]^y$$

نعوض نتائج التجارب الثلاث:

$$21 \times 10^{-4} = K (0.1)^x (0.1)^y \dots (1)$$

$$84 \times 10^{-4} = K (0.2)^x (0.1)^y \dots (2)$$

$$84 \times 10^{-4} = K (0.2)^x (0.2)^y \dots (3)$$

نقسم المعادلة الأولى على الثانية (أو بإمكانك العكس) فنجد:

$$\frac{21 \times 10^{-4}}{84 \times 10^{-4}} = \frac{K (0.1)^x (0.1)^y}{K (0.2)^x (0.1)^y}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^x \Rightarrow x = 2$$

نقسم الآن المعادلة الثانية على المعادلة الثالثة (أو بالعكس):

$$\frac{84 \times 10^{-4}}{84 \times 10^{-4}} = \frac{K (0.2)^x (0.1)^y}{K (0.2)^x (0.2)^y}$$

$$\frac{1}{1} = \left(\frac{1}{2}\right)^y \Rightarrow y = 0$$

وبالتالي تكون عبارة سرعة التفاعل اللحظية بعد تعويض x و y فيها:

$$v = K[A]^2$$

ط2) من التجربة الأولى:

$$21 \times 10^{-4} = K (0.1)^x (0.1)^y$$

جميع الدروس مشروحة على قناة اليوتيوب (سامح الغلاب كيمياء)

سؤال (8): التفاعلات التي تحتاج طاقة تنشيط كبيرة تميل إلى أن تكون بطيئة علل ذلك؟

لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون كبيراً.

سؤال (9): التفاعلات التي تحتاج طاقة تنشيط صغيرة تميل إلى أن تكون سريعة علل ذلك؟ لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون صغيراً.

سؤال (10): علل المواد الصلبة والسائلة تراكيزها ثابتة مهما اختلفت كميتها؟

لأن تغير عدد المولات يؤدي إلى تغير الحجم والعكس صحيح، فتبقى نسبة عدد المولات إلى الحجم (التركيز) ثابتة.

عدد العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

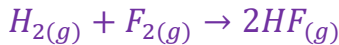
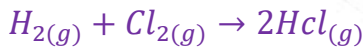
- 1- طبيعة المواد المتفاعلة.
- 2- درجة الحرارة.
- 3- الوسيط.
- 4- التركيز.

أولاً: طبيعة المواد المتفاعلة:

سؤال (11): ليكن لدينا المركبين الآتيين C_2H_6 و C_5H_{12} أي منهما سرعة احتراقه أكبر ولماذا؟

سرعة احتراق C_2H_6 أكبر لأن عدد الروابط $C-H$ و $C-C$ فيه أقل بالتالي يحتاج طاقة تنشيط أقل فيكون أسرع.

سؤال (12): ليكن لدينا التفاعلين الآتيين:



فإذا علمت أن: $\Delta H_b = (F - F) = 156.9 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$$\Delta H_b = (H - H) = 435 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_b = (Cl - Cl) = 243 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

أي التفاعلين أسرع؟ علل ذلك

الحل: بما أن طاقة الرابطة في جزيء الفلور أقل من طاقة الرابطة في جزيء الكلور فعندها يكون تفاعل الفلور مع الهيدروجين أسرع من تفاعل الكلور معه.

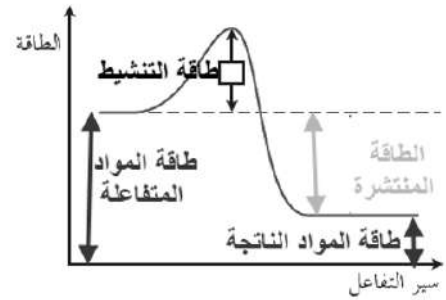
• أن تمتلك دقائق المواد المتفاعلة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل (طاقة التنشيط).

سؤال (4): عرف طاقة التنشيط وماذا تتعلق؟

هي الحد الأدنى من الطاقة الواجب توفرها لوصول طاقة المواد المتفاعلة إلى الحالة الإنتقالية.

وتتعلق بطبيعة المواد المتفاعلة. (يمكن أن يأتي اختر إجابة).

سؤال (5): ارسم المخطط الطاقى لتفاعل ناشر للحرارة ثم عدد المراحل التي تمر من خلالها التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة التنشيط.



المرحلة الأولى: إضعاف روابط جزيئات المواد المتفاعلة.

المرحلة الثانية: تشكل الحالة الانتقالية أو ما يسمى المعقد النشط.

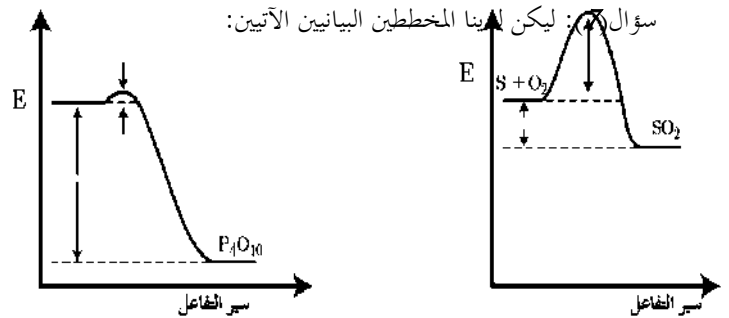
المرحلة الثالثة: تفكك المعقد النشط وتشكل النواتج.

سؤال (6): عرف المعقد النشط وحدد موقعه في المخطط السابق؟

هو مركب مرحلي غير ثابت يتشكل آنياً ولا يمكن فصله من المزيج التفاعلي.

(أعلى نقطة في المنحني عند طاقة التنشيط هي المعقد النشط).

سؤال (7): ليكن المخططين البيانيين الآتيين:



أي التفاعلين يحتاج طاقة تنشيط أكبر؟ وأي التفاعلين أسرع؟ فسر؟

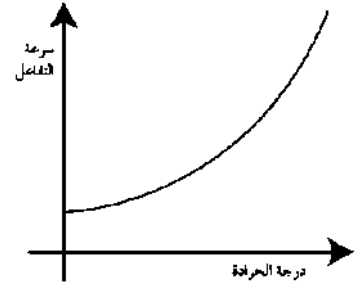
يحتاج التفاعل الأول (على اليمين) إلى طاقة تنشيط أكبر فيكون بطيئ

ومنه التفاعل الثاني طاقة تنشيطه أقل فيكون أسرع.

ثانياً: درجة الحرارة

سؤال (13): علل تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بازدياد درجة الحرارة؟ وارسم خطأً بيانياً توضح ذلك

لأن زيادة درجة الحرارة يؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية أكبر أو تساوي طاقة التنشيط، فيزداد عدد التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل.



ثالثاً: تأثير الوسيط

سؤال (14): عرف الوسيط واذكر نوعاه وبين عملهما في التفاعلات الكيميائية؟

الوسيط: مادة تغير من سرعة التفاعل الكيميائي القابل للحدوث دون أن يتغير تركيبه الكيميائي في نهاية التفاعل ويقسم إلى مسرع للتفاعل (حفاز) ومبطئ للتفاعل (مثبط).

سؤال (15): علل الحفز يسرع التفاعل الكيميائي؟

لأنه يعمل على تخفيض طاقة التنشيط.

سؤال (16): علل المثبط يبطئ من سرعة التفاعل الكيميائي؟

لأنه يعمل على رفع طاقة التنشيط

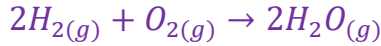
رابعاً: تأثير تغير التركيز

سؤال (17): ما الفرق بين التفاعلات المتجانسة والتفاعلات الغير متجانسة؟

التفاعلات المتجانسة تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناجمة من طور واحد.

التفاعلات الغير متجانسة مختلفة في أطوار موادها.

سؤال (18): ليكن لدينا التفاعل الآتي:



1- هل التفاعل متجانس أم لا ولماذا؟

2- اقترح طريقتين لزيادة سرعة هذا التفاعل

الحل:

3- التفاعل متجانس لأن جميع المواد من طور واحد (غازات)

4- الطريقة الأولى: زيادة تركيز الهيدروجين.

الطريقة الثانية: زيادة تركيز الأوكسجين.

سؤال (19): ليكن لدينا التفاعل الآتي:



a. هل التفاعل متجانس أم لا ولماذا؟

b. اقترح طريقتين لزيادة سرعة هذا التفاعل.

الحل:

a. التفاعل غير متجانس لأن المواد المتفاعلة والناجمة من أطوار مختلفة.

b. الطريقة الأولى: زيادة تركيز حمض الكبريت

الطريقة الثانية: تحويل قطعة الزنك إلى برادة لزيادة مساحة سطح التماس.

(تذكر دوماً أن الله هو الموفق)

تعاليل متنوعة

1- احتراق مسحوق الفحم أسرع من احتراق قطعة فحم ماثلة له بالكتلة.

لأن مساحة سطح التماس في مسحوق الفحم أكبر من مساحة سطح التماس لقطعة الفحم الماثلة بالكتلة.

2- تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة تراكيز المواد المتفاعلة.

بسبب زيادة عدد التصادمات الفعالة.

3- التحريك يزيد من سرعة التفاعل؟

لأنه يجعل المواد المتفاعلة على تماس مع بعضها أكثر

4- تحفظ الأطعمة في الثلاجة فترة طويلة دون أن تفسد.

لأن درجة الحرارة المنخفضة تبطئ من سرعة تحللها.

التوازن الكيميائي

أولاً المفهوم الحركي

- ❖ يسمى التوازن في التفاعلات الكيميائية بالتوازن الحركي لأن التوازن يحدث عندما تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي ولا تكون قيمة السرعة لأي تفاعل معدومة.
- ❖ لا تستهلك المواد المتفاعلة كلياً في تفاعل متوازن لأن المواد الناتجة تتفاعل مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة في نفس الشروط.

سؤال (1):

ليكن لدينا التفاعل المتوازن الآتي:



والمطلوب:

- 1- بين كيف تتغير تراكيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة بمرور الزمن.
- 2- ما الذي يحصل عند الوصول لحالة التوازن الكيميائي في التفاعل.
- 3- ارسم مخططاً بيانياً يوضح تغيري سرعتي التفاعل المباشر والعكسي بدلالة الزمن.
- 4- ارسم مخططاً بيانياً يوضح تغير تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة بمرور الزمن.

الحل:

ط1) في بداية التفاعل: تكون تراكيز المواد المتفاعلة عظمى أي أن سرعة التفاعل المباشر أعظمية، في حين تكون تراكيز المواد الناتجة معدومة أي أن سرعة التفاعل العكسي معدومة.

وبمرور الزمن: تنقص تراكيز المواد المتفاعلة لأنها تستهلك فتتقص سرعة التفاعل المباشر وتزداد سرعة التفاعل العكسي لزيادة تراكيز المواد الناتجة حتى نصل لمرحلة تتساوى فيها السرعتان فنصل لحالة التوازن الكيميائي الذي ندعوه التوازن الحركي.

ط2) عند الوصول لحالة التوازن يتحقق ما يلي:

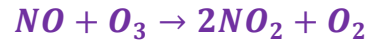
- تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي.
- تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة.

التفاعلات الغير أولية:

تتم على عدة مراحل ولا تتوافق فيها عبارة السرعة اللحظية مع معادلة التفاعل وتعطى عبارة السرعة للمرحلة الأبطى.

مثال: (هامر)

يحدث التفاعل الغازي الآتي في الغلاف الجوي :



على مرحلتين:



اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية له ثم فسر إجابتك؟

عبارة السرعة له هي: $V = K[O_3]$

لأنه تفاعل غير أولي تم على عدة مراحل .. فتكون عبارة السرعة له هي عبارة السرعة للمرحلة الأبطى.

ملاحظات:



تُسمى النسبة $K_c = \frac{K_1}{K_2}$ ثابت التوازن:

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

(ط2)

وبما أن التفاعل غازي يمكن التعبير عن تراكيز الغازات بدلالة الضغوط الجزئية مقدرةً بـ atm فنكتب:

$$K_p = \frac{P_{(C)}^c \times P_{(D)}^d}{P_{(A)}^a \times P_{(B)}^b}$$

ملاحظات:

- 1- إن K_p و K_c مقداران ثابتان ليس لهما واحدة.
- 2- لا تظهر المواد الصلبة والسائلة كمذيبات في عبارة ثابت التوازن لأن تراكيزها ثابتة مهما اختلفت كميتها.
- 3- لا يؤثر تغير التركيز أو تغير الضغط على قيمة K_p و K_c .
- لكن درجة الحرارة تؤثر عليه فتغير من قيمته.
- 4- يمكن الربط بين الثابتين بالعلاقة العامة:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \Leftrightarrow K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$$

نميز بالعلاقة السابقة مايلي:

- 💧 Δn : هي تغير عدد المولات بين الطرفين واذا انعدمت وعوضنا بها في القانون السابق نجد: $\Delta n = 0$

$$K_c = K_p$$

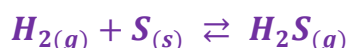
💧 T : درجة الحرارة المطلقة دوماً بالكلفن:

$$T_K = t_c + 273$$

💧 R : هو ثابت الغازات العام وقيمه هنا ثابتة

$$0.082 \text{ atm.l.mol}^{-1}K^{-1}$$

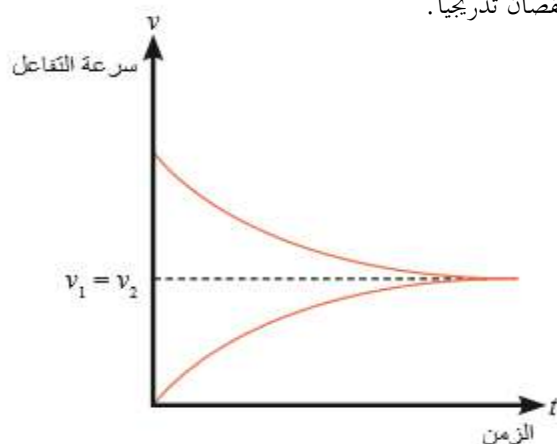
مثال: ليكن لدينا التفاعل المتوازن الآتي:



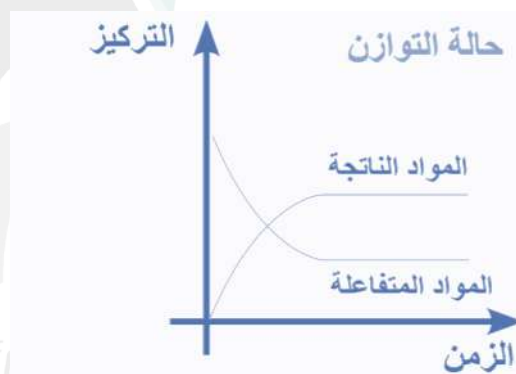
- 1- اكتب عبارة ثابت التوازن K_c و K_p لهذا التفاعل.
- 2- اكتب العلاقة التي تربط بينهما.

ط(3) الخط الذي يبدأ من الصفر هو المنحني المميز لسرعة التفاعل العكسي v_2 التي تبدأ بالزيادة تدريجياً.

الخط الثاني يمثل المنحني المميز لسرعة التفاعل المباشر v_1 التي تبدأ بالنقصان تدريجياً.



(ط4)



سؤال(2): انطلاقاً من التفاعل المتوازن الآتي:



- 1- استنتج عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز له.
- 2- كيف نعبر عن هذا الثابت بدلالة الضغوط الجزئية.

(ط1)

$$v_1 = K_1[A]^a \times [B]^b \quad (1) \quad \text{سرعة التفاعل المباشر}$$

$$v_2 = K_2[C]^c \times [D]^d \quad (2) \quad \text{سرعة التفاعل العكسي}$$

$$v_1 = v_2$$

$$K_1[A]^a \times [B]^b = K_2[C]^c \times [D]^d$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$



$$K_c = \frac{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}{[SO_3]^2}$$

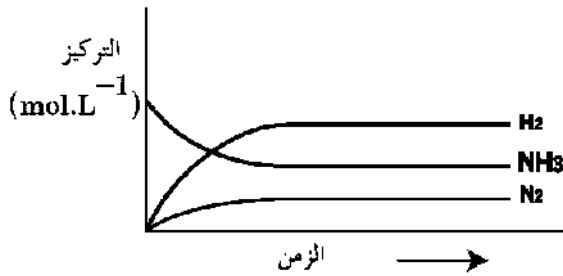
.....

سؤال (4): هام

ليكن لدينا التفاعل الغازي الآتي:



- 1- ارسم خطأً بيانياً توضح فيه تغير تراكيز كل مادة من مواد التفاعل.
- 2- اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز له.



ملاحظة: المادة التي لها عدد مولات أكبر يكون خطها هو الأعلى في الرسم.

لذلك رسمنا الهيدروجين في القمة ثم النشادر فالنيتروجين.

$$K_c = \frac{[H_2]^3 \cdot [N_2]}{[NH_3]^2}$$

.....

ثانياً: أهمية ثابت التوازن

قيمة ثابت التوازن لها حالتان:

الحالة الأولى: $1 \ll K_c$ أي أن المقام أكبر من البسط .

بالتالي كمية المواد المتفاعلة أكبر بكثير من كمية المواد الناتجة وبالتالي التفاعل يحدث لمدى كبير في الاتجاه العكسي.

الحالة الثانية: $1 \gg K_c$ أي أن البسط أكبر من المقام.

بالتالي كمية المواد الناتجة أكبر بكثير من المواد المتفاعلة وبالتالي التفاعل يحدث لمدى كبير في الاتجاه المباشر.

الحل:

$$K_p = \frac{P_{H_2S}}{P_{H_2}} \quad \text{و} \quad K_c = \frac{[H_2S]}{[H_2]} \quad (1)$$

(2)

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = 1 - 1 = 0$$

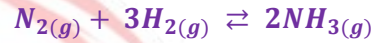
$$K_p = K_c(RT)^0$$

$$K_p = K_c$$

لاحظ أن المادة الصلبة لم ندخلها بحساب عدد المولات بين الطرفين ولا حتى في قانون K_p و K_c في الطلب الأول.

.....

مثال (2): ليكن لدينا التفاعل المتوازن الآتي:



1- اكتب عبارة ثابت التوازن K_c .

2- اكتب العلاقة التي تربط بين K_p و K_c له.

(1)

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$$

(2)

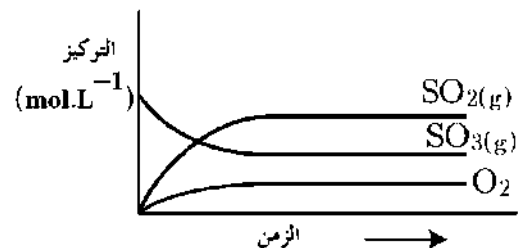
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

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

$$K_p = K_c(RT)^{-2}$$

$$K_p = \frac{K_c}{(RT)^2}$$

سؤال (3): لدينا الشكل الجاور والذي يمثل تفاعلاً متوازناً



1- اكتب معادلة التفاعل المعبرة عنه.

2- اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز.

مثال عن ذلك:

قارن بين كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الآتي معللاً إجابتك

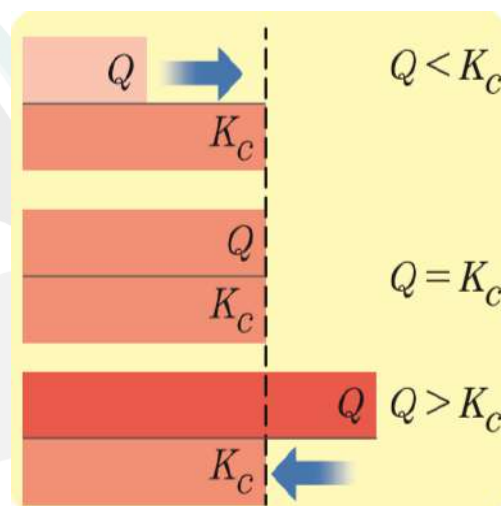
بما أن $1 \ll K_c$ فكمية المواد المتفاعلة أكبر من كمية المواد الناتجة.

التفاعل يحدث لمدى كبير في الاتجاه العكسي.

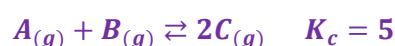
ثالثاً: حاصل التفاعل

تمثل عبارة حاصل التفاعل Q عبارة ثابت التوازن K_c تماماً لكننا يمكن أن نأخذ التراكيز في لحظة ما دون شرط الوصول لحالة التوازن.

ونميز ثلاثة حالات:

في الحالة الأولى: $Q < K_c$ يرجح التفاعل المباشر على العكسي في هذه الحالة.في الحالة الثانية: $Q = K_c$ التفاعل في حالة توازن.في الحالة الثالثة: $Q > K_c$ يرجح التفاعل العكسي على التفاعل المباشر.

مثال: ليكن لدينا التفاعل الآتي:



فإذا علمت أن التراكيز في لحظة ما كانت

$$[B] = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1} \text{ و } [A] = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

وكانت المادة $[C] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ والمطلوب:

1- احسب حاصل التفاعل.

2- أحدد التفاعل الراجح مع التعليل.

الحل:

ط1

$$Q = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} = \frac{(2 \times 10^{-2})^2}{(5 \times 10^{-3}) \cdot (10^{-2})}$$

$$Q = 4$$

ط2

التفاعل لم يصل لحالة التوازن لأن $Q \neq K_c$ والتفاعل الراجح هو التفاعل العكسي لأن: $Q < K_c$

مربعاً: حساب ثابت التوازن من خلال المعادلات.

❖ إذا ضربت معادلة تفاعل بمعامل ما (رقم ما) فإن ثابت التوازن الجديد

يُرفع إلى أس يساوي ذلك المعامل.

❖ أما إذا عكس التفاعل فإن قيمة ثابت التوازن الجديد يساوي مقلوب قيمة

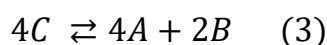
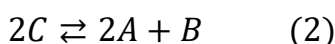
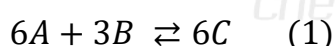
ثابت التوازن الأول.

(هام كإخترا إجابة صحيحة لهذه السنة)

مثال: ليكن لدينا التفاعل المتوازن الآتي:



احسب ثابت التوازن لكل من المعادلات الثلاث الآتية:



الحل:

في المعادلة الأولى لاحظ أنها مماثلة للمعادلة الأصلية وناتجة عن ضربها

بـ (3) فيكون:

$$K'_c = (K_c)^3 = (2)^3 = 8$$

أما المعادلة الثانية فهي تمثل الأصلية لكنها مقلوبة لذلك سنقلب ثابت

التوازن فيكون:

$$K'_c = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{2}$$

في المعادلة الثالثة نجد أنها مقلوبة أولاً وناتجة عن ضرب الأصلية بـ

(2) فيجب تطبيق الحالتين (نقلب ثابت التوازن ونرفعه لأس 2)

الحل:

بما أن عدد المولات نفسه للمادتين فالتركيز سيكون نفسه:

$$[A]_0 = [B]_0 = \frac{n}{V} = \frac{6}{2} = 3 \text{ mol.l}^{-1}$$

	A	+	B	\rightleftharpoons	C	+	D
بدء	3		3		0		0
توازن	3 - x		3 - x		x		x

المطلوب التراكيز التوازنية (سطر ثاني) لذلك سنستعمل ثابت التوازن

$$K_c = \frac{[C].[D]}{[A].[B]}$$

$$16 = \frac{x^2}{(3-x)^2}$$

بجذر طرفي المعادلة نجد:

$$4 = \frac{x}{(3-x)}$$

$$x = 12 - 4x$$

$$5x = 12 \Rightarrow x = 2.4 \text{ mol.l}^{-1}$$

ومنه:

$$[C] = [D] = 2.4 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[A] = [B] = 3 - 2.4 = 0.6 \text{ mol.l}^{-1}$$

(2ط)

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

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

$$K_p = K_c(RT)^0$$

$$K_p = K_c = 16$$

.....

سوريانا
التعليمية

$$K'_c = \frac{1}{(K_c)^2} = \frac{1}{(2)^2} = \frac{1}{4} = 0.25$$

تدرب على مثال (اختر الإجابة الصحيحة مرقم (6) في الصفحة 81)

.....

العوامل المؤثرة بحالة التوازن الكيميائي: وفق مبدأ لوشاتولييه

1- التراكيز:

إضافة: ينزاح بالاتجاه المعاكس لجهة المادة المضافة.

سحب: ينزاح باتجاه المادة المضافة.

2- الضغط:

عند زيادة الضغط ينزاح التوازن في الاتجاه الذي تنقص فيه عدد المولات.

عند انقاص الضغط ينزاح التوازن في الاتجاه الذي تزيد فيه عدد المولات.

3- درجة الحرارة:

عند رفع درجة الحرارة ينزاح التوازن في الاتجاه الماص للحرارة.

عند خفض درجة الحرارة ينزاح التوازن في الاتجاه الناشئ للحرارة.

ويجب فهم مايلي :

إذا كانت $\Delta H > 0$ فمنه: \rightleftharpoons ماص
ناشر

إذا كانت $\Delta H < 0$ فمنه: \rightleftharpoons ناشئ
ماص

4- الوسيط: لا يؤثر على جهة انزياح التوازن وإنما يسرع الوصول إلى حالة التوازن.

.....

مسألة (1):

مُزجَ 6 mol من المادة A مع 6 mol من المادة B في وعاء مغلق حجمه (2l) ثم سُخن المزيج إلى درجة حرارة 500k فحدث التفاعل المتوازن الممثل بالمعادلة الآتية:



والمطلوب:

1- احسب تراكيز المواد الأربعة عند التوازن علماً أن: $K_c = 16$.

2- احسب ثابت التوازن K_p .

$$K_c = \frac{1}{36}$$

ط2

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} \Rightarrow K_2 = \frac{K_1}{K_c}$$

$$K_2 = \frac{K_1}{K_c} = \frac{10^{-2}}{\frac{1}{36}} = 36 \times 10^{-2}$$

ط3

حالة التوازن	ثابت التوازن	كمية المواد المتفاعلة	كمية المواد الناتجة
ينزاح في الاتجاه العكسي	لا يتأثر	تزداد	تنقص

مسألة (3):

عند بلوغ التوازن في التفاعل التالي:



كانت التراكيز $[N_2]_{eq} = 3 \text{ mol.l}^{-1}$

$[NH_3]_{eq} = 4 \text{ mol.l}^{-1}$, $[H_2]_{eq} = 9 \text{ mol.l}^{-1}$

(1) احسب قيمة ثابت التوازن لهذا التفاعل بدلالة التركيز K_c .

(2) احسب التراكيز الابتدائية لكل من الهيدروجين والنيتروجين

(3) اقترح خمس طرق تؤدي إلى زيادة كمية النشادر الناتجة.

الحل:

mol.l^{-1}	$N_{2(g)}$	$+$	$3H_{2(g)}$	\rightarrow	$2NH_{3(g)}$
ت (بدء)	C_1		C_2		0
ت (توازنية)	$C_1 - x$		$C_2 - 3x$		$+2x$
عملاً	3		9		4

(1) عند التوازن نستخدم السطر الثاني ونعوض في ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[NH_3]_{eq}^2}{[N_2]_{eq} \cdot [H_2]_{eq}^3}$$

$$K_c = \frac{(4)^2}{(3) \cdot (9)^3}$$

$$K_c = \frac{16}{(3) \cdot (729)}$$

مسألة (2):

تتفكك المادة C وفق التفاعل المتوازن الآتي:



فيذا علمت أن التركيز الابتدائي $[C]_0 = 0.4 \text{ mol.l}^{-1}$ وأن النسبة

المتفككة من C حتى بلوغ حالة التوازن تساوي 25% والمطلوب:

1- احسب ثابت التوازن K_c لهذا التفاعل.

2- اذا علمت أن ثابت سرعة التفاعل المباشر $K_1 = 10^{-2}$ احسب ثابت

سرعة التفاعل العكسي.

3- ما أثر زيادة تركيز المادة A على حالة التوازن وثابت التوازن وكمية

المواد الناتجة وكمية المواد المتفاعلة.

الحل:

	$2C$	\rightleftharpoons	$A_{(g)}$	$+$	$B_{(g)}$
بدء	0.4		0		0
توازن	$0.4 - 2x$		x		x

ط1) المطلوب هو ثابت التوازن لذلك سنحتاج أرقام السطر الثاني

فنستخدم النسبة المئوية المعطاة لإيجاد قيمة x

(لا يوجد طريقة أخرى)

كل 100 mol.l^{-1} من المادة C يتفكك منها 25 mol.l^{-1}

كل 0.4 mol.l^{-1} من المادة C يتفكك منها $2x$

$$2x = \frac{0.4 \times 25}{100}$$

$$2x = 0.1 \Rightarrow x = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

نعوض:

$$[A] = [B] = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[C] = 0.4 - 2x = 0.4 - 0.1 = 0.3 \text{ mol.l}^{-1}$$

نحسب ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[A] \cdot [B]}{[C]^2} = \frac{(5 \times 10^{-2}) \cdot (5 \times 10^{-2})}{(0.3)^2}$$

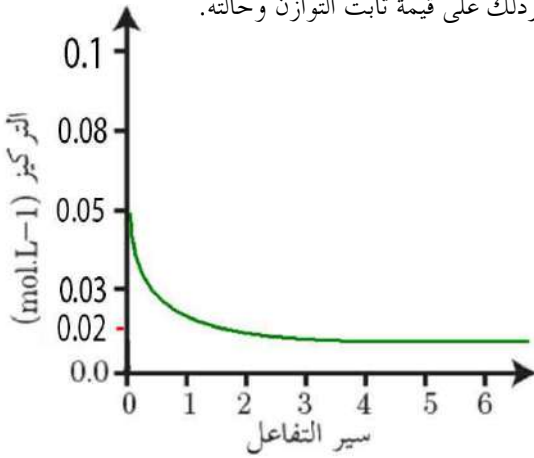
$$K_c = \frac{25 \times 10^{-4}}{9 \times 10^{-2}} = \frac{25 \times 10^{-2}}{9} = \frac{25}{900}$$

مسألة 4:

يبيّن الخط المجاور تغيير تركيز أحد مواد التفاعل الآتي بدلالة الزمن:



- 1- احسب ثابت التوازن K_c لهذا التفاعل.
- 2- احسب النسبة المئوية المتفككة من PCl_5 حتى بلوغ التوازن.
- 3- احسب ثابت التوازن K_p اذا علمت أن درجة الحرارة 227° وأن $R = 0.082 \text{ atm.l.mol}^{-1}.K^{-1}$.
- 4- إذا زدنا الضغط إلى مثلي ما كان عليه مع بقاء درجة الحرارة ثابتة، ما أثر ذلك على قيمة ثابت التوازن وحالته.



ط (1) الشكل السابق يمثل تغيير تركيز مادة متفاعلة لأنه بدأ من قيمة عظمى

(لاحظ تركيز البداية وتركيز النهاية على الخط البياني)

	$PCl_5(g)$	\rightleftharpoons	$PCl_3(g)$	$+$	$Cl_2(g)$
ت بدء	0.05		0		0
ت توازن	0.05-X		x		x
من الخط	0.02				

$$[PCl_5] = 0.05 - x = 0.02$$

$$x = 0.03 \text{ mol.l}^{-1}$$

نعوض لنوجد التراكيز عند التوازن:

$$[PCl_5] = 0.02 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[Cl_2] = [PCl_3] = x = 0.03 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

$$K_c = \frac{(0.03) \times (0.03)}{(0.02)} = \frac{9 \times 10^{-4}}{2 \times 10^{-2}}$$

$$K_c = \frac{16}{2187}$$

(2) لحساب التراكيز الابتدائية نطلق من السطر الثاني فنجد:

$$2X = 4 \dots \dots \dots (1)$$

$$C_2 - 3X = 9 \dots \dots (2)$$

$$C_1 - x = 3 \dots \dots \dots (3)$$

$$2x = 4 \quad \text{من (1) نجد:}$$

$$x = 2 \text{ mol.l}^{-1}$$

نعوض في (2) و (3) فنجد:

$$C_2 - 3x = 9$$

$$C_2 = 3x + 9$$

$$= 6 + 9$$

$$[H_2]_0 = 15 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$C_1 - x = 3$$

$$C_1 = x + 3$$

$$= 2 + 3$$

$$[N_2]_0 = 5 \text{ mol.l}^{-1}$$

(3)

1. زيادة تركيز N_2 -1 زيادة الضغط

2. زيادة تركيز H_2 -2 بالتبريد

3. سحب غاز

النشادر NH_3



● مسألة (5): تدريبيّة لك أنت عزيزي الطالب

عند بلوغ التوازن في التفاعل الآتي:



$[C] = 12 \text{ mol.l}^{-1}$, $[D] = 6 \text{ mol.l}^{-1}$: كانت التراكيز :
 $[B] = 3 \text{ mol.l}^{-1}$, والمطلوب :

- 1- احسب التركيز الابتدائي للمادة B .
- 2- احسب ثابت التوازن بدلالة التراكيز لهذا التفاعل.
- 3- احسب النسبة المئوية المتفككة من المادة B للوصول لحالة التوازن.
- 4- ارسم خطأً بيانياً يوضح تغير تركيز المادة B بدلالة الزمن.
- 5- ما أثر إنقاص الضغط على حالة التوازن وكمية كل من المواد المتفاعلة وثابت التوازن.

ملاحظة: حل المسألة موجود على قناة التلغرام (قم بمسح الكود الآتي)



(الجلسات الامتحانية في دمشق - مراكمة - معهد آسيا)

(دوما - معهد المجموعة العربية)

(جددة عرطون - معهد نواة المستقبل)

(جديدة الفضل مدرسة العلم النافع الخاصة)



$$k_c = \frac{9 \times 10^{-2}}{2} = 4.5 \times 10^{-2}$$

(2b)

كل 100 mol.l^{-1} من المادة C يتفكك منها $y \text{ mol.l}^{-1}$

كل 0.4 mol.l^{-1} من المادة C يتفكك منها $x = 0.03$

$$Y = \frac{0.03 \times 100}{0.4} = \frac{3}{4} = 75\%$$

(3b)

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

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

$$K_p = K_c(RT)^1$$

$$K_p = K_c(0.082 \times 500)$$


$$K_p = 45 \times 10^{-3} \times 41 = 1845 \times 10^{-3}$$

(4b)

ينزاح التوازن في الاتجاه الذي عدد مولاته أقل أي الاتجاه العكسي

أما ثابت التوازن لا يتأثر بتغير الضغط.

ملاحظات:

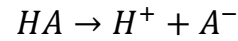


الحموض والأسس

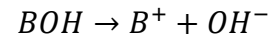
نظريات الحموض والأسس

أولاً: نظرية آرينوس: اعتمد في تعريفه على الانحلال في الماء.

الحمض: كل مادة تحرر أيون الهيدروجين عند انحلالها في الماء.



الاساس: كل مادة تحرر أيون الهيدروكسيد عند انحلالها في الماء.



.....

ثانياً: نظرية لويس: اعتمد في تعريفه على المفهوم الإلكتروني.

الحمض: كل مادة تكتسب زوج الكتروني (أو أكثر) من مادة أخرى تتفاعل معها.

الأساس: كل مادة تمنح زوج الكتروني (أو أكثر) إلى مادة أخرى تتفاعل معها.

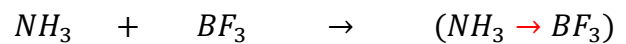
طريقة العمل:

● المادة المانحة للزوج الإلكتروني يخرج منها سهم (رابطة تساندية) للذرة المستقبلية كما سيمرر في المعادلة الأولى في الأمثلة.

● كل أيون موجب (+2) قد يكون حمض لويس لأن له القدرة على تقبل زوج الكتروني كما في المثال الثاني.

مثال(1): (هام)

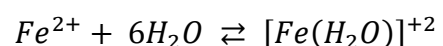
حدد كلاً من الحمض والأساس في المعادلة الآتية تبعاً لنظرية لويس:



NH_3 : أساس لويس لأنه يقدم زوج إلكتروني.

BF_3 : حمض لويس لأنه يستقبل الزوج الإلكتروني.

مثال(1): (هام)



أساس لويس حمض لويس

ثالثاً: نظرية برونشتد ولوري: اعتمدت على مفهوم بروتوني.

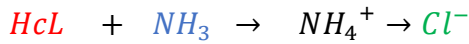
الحمض: كل مادة كيميائية قادرة على منح بروتون (أو أكثر) إلى مادة أخرى تتفاعل معها.

الأساس: كل مادة كيميائية قادرة على استقبال بروتون (أو أكثر) من مادة أخرى تتفاعل معها.

كيف نكتب معادلات تأين الحموض؟

الجواب: نضيف لها الماء حتى ينتج الهيدرونيوم H_3O^+ فهو دليل الحمض الملازم له.

مثال:



يعندما يفقد الحمض بروتونه يتحول إلى اساس مرافق له والعكس صحيح.

مثلاً في مثالنا السابق يتحول حمض كلور الماء HCl إلى أيون الكلور Cl^- الذي نعتبره اساس مرافق له .

ويتحول الاساس NH_3 إلى أيون الأمونيوم NH_4^+ الذي يكون حمض مرافق له.

المركبات المذبذبة: وهي المركبات التي تسلك سلوك الحمض او

الأساس حسب المادة التي تتفاعل معها. ومثالها العام هو الماء (H_2O) عنصر مذبذب.

سؤال هام:

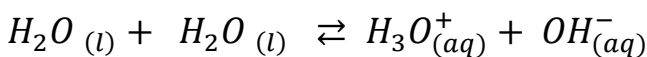
يُعد الماء ناقلاً رديفاً للتيار الكهربائي لاحتوائه على أيونات قليلة والمطلوب:

1- اكتب معادلة التأين الذاتي للماء وحدد عليها الأزواج المترافقة

(حمض - أساس) وفق نظرية برونشتد ولوري.

2- اكتب عبارة ثابت تأين الماء وفي أي درجة حرارة يؤخذ.

الحل:



أساس مرافق (1) حمض مرافق (2) أساس (2) حمض (1)

ويعطى ثابت تأين الماء بالعلاقة:

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

ويؤخذ في الدرجة 25°C .

ماهي الحموض والأسس المطلوب حفظها في الكتاب؟

الحموض القوية	الحموض الضعيفة	الأسس القوية	الأسس الضعيفة
H_2SO_4	CH_3COOH	KOH	NH_4OH
HNO_3	HCOOH	NaOH	NH_3
HCl	HCN		

كل الحموض السابقة أحادية الوظيفة ماعدا حمض الكبريت ثنائي.

كل الأسس أحادية الوظيفة في الكتاب.

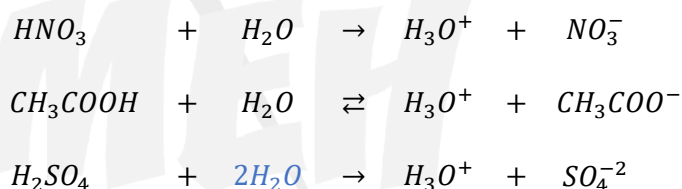
الحموض والأسس القوية تتأين كلياً (معادلاتها بسهم وحيد).

الحموض والأسس الضعيفة تتأين جزئياً (معادلاتها بسهمين).

كيف نكتب معادلات تأين الحموض؟

الجواب: نضيف لها الماء حتى ينتج الهيدرونيوم H_3O^+ فهو دليل الحمض الملازم له.

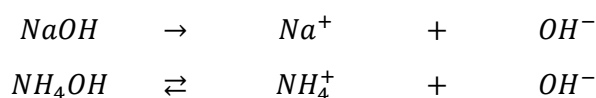
أمثلة:



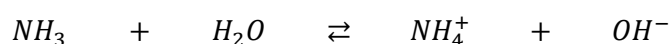
كيف نكتب معادلة تأين الأسس؟

الجواب: نفككها فقط حتى ينتج الهيدروكسيد ماعدا النشادر يجب حله بالماء.

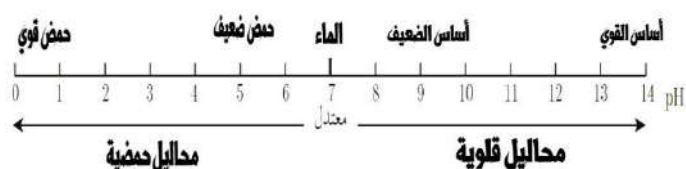
أمثلة:



أما النشادر لاحظ إضافة الماء له مع أنه أساس:

الأس الهيدروجيني pH : مقياس للحموضة

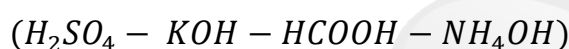
يأخذ قيمياً عديدة بين (0 → 14) تبعاً للمخطط الآتي:



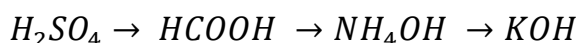
لدينا في المخطط ثلاثة احتمالات للمحاليل:

الحالة الأولى: $PH = 7$ محلول معتدل كما الماءالحالة الثانية: $PH < 7$ محلول حمضي وكلما ابتعدنا باتجاه الصفر زادت الحموضة وكان الحمض أقوى.الحالة الثالثة: $PH > 7$ محلول أساسي وكلما ابتعدنا باتجاه ال(14) زادت الصفة الأساسية (القلوية) وكان الأساس أقوى.

مثال: (هام)

مرتب المحاليل الآتية حسب تزايد قيم ال PH لها: (انظر للمخطط السابق)

الحل:

كيف نحسب الـ PH و POH للمحاليل:اعتماداً على تركيز الهيدرونيوم H_3O^+ وفق القانون:

$$PH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$POH = -\log[\text{OH}^-]$$

وقوانين العكس:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-PH}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-POH}$$

وجد أنه في درجة حرارة 25°C يتحقق مايلي:

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

$$PH + POH = 14$$

العمل بالحموض:

نكتب المعادلة ونضع تحتها السطرين أولاً وننتبه للحالتين

أولاً: الحمض القوي يسهم وحيد



$$C_a \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0$$

$$0 \quad \quad \quad C_a \quad \quad \quad C_a$$

جميع الدروس مشروحة على قناة اليوتيوب (سامح الغلاب كيمياء)

نلاحظ من المعادلة أن تركيز الأساس الضعيف (النشادر) لا يساوي تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول. أي يمكن أن نكتب:

$$[OH^-] = \sqrt{C_b \cdot K_b}$$

أو من قانون ثابت تأين الأساس الضعيف مباشرة:

$$K_b = \frac{\text{تراكيز المواد الناتجة}}{\text{تراكيز المواد المتفاعلة}} = \frac{x^2}{C_b - x}$$

ونحمل قيمة x في المقام ونعوض.

قوة الحمض وقوة الأساس:

أولاً: تُقاس قوة الحمض بسهولة منحه لبروتون أو أكثر ونعبر عنه بدرجة تأينه التي تُكتب:

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$$

وبما أن $[H_3O^+] = C_a$ للحمض القوي فعند التعويض بالقانون سنجد أن درجة التأين للحمض القوي دوماً 100% للحمض القوي فقط.

ثانياً: تُقاس قوة الأساس بسهولة استقباله لبروتون أو أكثر ونعبر عنه بدرجة تأينه:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b}$$

وبما أن $[OH^-] = C_b$ للأساس القوي فعند التعويض بالقانون سنجد أن درجة التأين دوماً 100% للأساس القوي فقط

قوانين المسائل:

🔴 في المسائل نحتاج فقط للتركيز المولي $C_{mol.l^{-1}} = \frac{n}{V}$

🔴 والتركيز الغرامي يمكن حسابه من: $C_{g.l^{-1}} = \frac{m}{V}$

🔴 نربط التركيزين بالقانون: $C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \cdot M$

🔵 اذا مدد المحلول بالماء أو مزج مادتين نستخدم القانون:

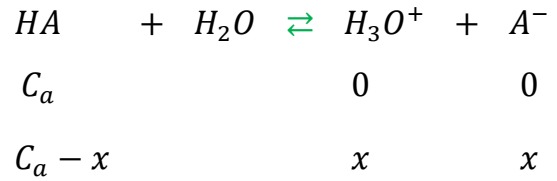
التمديد بعد $n = n$ التمديد قبل

$$C \times V = C' \times V'$$

نلاحظ من المعادلة السابقة أن تركيز الحمض القوي يساوي تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول. أي يمكن أن نكتب:

الحموض القوية	الهيدرونيوم للحمض القوي
HCl	$[H_3O^+] = C_a$
HNO_3	$[H_3O^+] = C_a$
H_2SO_4	$[H_3O^+] = 2C_a$

ثانياً: الحموض الضعيفة (بسهمين) معادلاتها بالشكل:



نلاحظ من المعادلة السابقة أن تركيز الحمض لا يساوي تركيز أيونات الهيدرونيوم لذلك سنستعمل القانون الآتي لحساب الهيدرونيوم:

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a \cdot K_a}$$

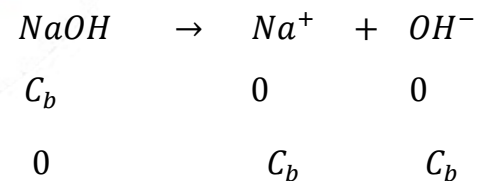
أو من قانون ثابت تأين الحمض الضعيف مباشرة:

$$K_a = \frac{\text{تراكيز المواد الناتجة}}{\text{تراكيز المواد المتفاعلة}} = \frac{x^2}{C_a - x}$$

ونحمل قيمة x في المقام ونعوض.

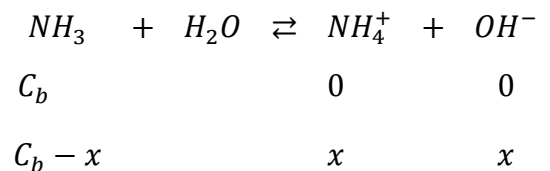
العمل بالأسس:

أولاً: الأساس القوي يسهم وحيد ونكتب معادلته بالشكل:



الأساس القوي	الهيدروكسيد للأساس القوي
KOH	$[OH^-] = C_b$
$NaOH$	$[OH^-] = C_b$

ثانياً: الأساس الضعيف بسهمين: (لدينا في الكتاب النشادر فقط)



مسألة (2):

محلول لحمض الكبريت القوي ثنائي الوظيفة الحمضية تركيزه المولي 0.05 mol. l^{-1} والمطلوب:

1- اكتب معادلة تأين ذلك الحمض وحدد عليها الأزواج المترافقة

(حمض-أساس) حسب مبدأ برونشتد.

2- احسب PH و POH المحلول.

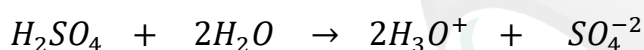
3- نأخذ حجماً معيناً من ذلك المحلول الحمضي ونضيف إليه 4 أمثال حجمه من الماء المقطر متركيزه الجديد وما قيمة الـ

PH الجديدة له علماً أن $\log(4) = 0.6$

4- اعتماداً على نتيجة الطلب الثاني، ما التغير الذي يجب أن يطرأ على قيمة

تركيز أيونات الهيدرونيوم حتى يزداد الـ pH بمقدار (1).

الحل:



حمض	أساس	حمض	أساس
1	2	مرافق 2	مرافق 1

ط2) بما أن الحمض قوي وثنائي الوظيفة الحمضية نكتب:

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 5 \times 10^{-2} = 10^{-1} \text{ mol. l}^{-1}$$

ومنه:

$$PH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-1}) = 1$$

ولدينا:

$$PH + POH = 14$$

$$POH = 14 - PH = 14 - 1 = 13$$

ط3)

$$n_{\text{بعد التمديد}} = n_{\text{قبل التمديد}}$$

$$C \times V = C' \times V'$$

$$10^{-1} \cdot V = C' \cdot (V + 4V)$$

$$10^{-1} \cdot V = C' \cdot (5V)$$

$$C' = \frac{10^{-1}}{5} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$$

تذكر أنك تتعامل مع حمض الكبريت الثنائي لذلك:

$$[H_3O^+]' = 2C' = 4 \times 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$$

$$\Rightarrow PH' = -\log[H_3O^+]' = -\log(4 \times 10^{-2})$$

مسألة (1):

محلول لحمض الأزوت تركيزه المولي 0.1 mol. l^{-1} والمطلوب:

1- اكتب معادلة تأين ذلك الحمض وحدد الأزواج المترافقة.

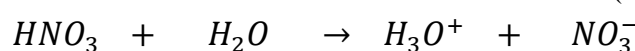
2- احسب تركيز الهيدرونيوم والهيدروكسيد في المحلول.

3- احسب PH هذا المحلول ثم احسب POH له.

4- نحدد الحمض السابق بالماء المقطر 10 أمثال ما كان عليه، احسب تركيزه الجديد ثم احسب قيمة الـ PH الجديد له.

الحل:

ط1)



حمض	أساس (2)	حمض	أساس
(1)		مرافق	مرافق (1)
		(2)	

ط2) الحمض قوي وآحادي الوظيفة الحمضية فيكون:

$$[H_3O^+] = C_a = 0.1 \text{ mol. l}^{-1}$$

ومن ثابت تأين الماء:

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

بالتعويض:

$$[OH^-] = 10^{-13} \text{ mol. l}^{-1}$$

ط3)

$$PH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-1}) = 1$$

$$POH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-13}) = 13$$

ط4)

$$n_{\text{بعد التمديد}} = n_{\text{قبل التمديد}}$$

$$C \times V = C' \times V'$$

$$10^{-1} \cdot V = C' \cdot 10V$$

$$10^{-1} = C' \cdot 10$$

$$C' = 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$$

$$[H_3O^+]' = C' = 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$$

$$PH' = -\log[H_3O^+]' = -\log(10^{-2}) = 2$$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} = \frac{X}{C_a}$$

$$C_a = \frac{X}{\alpha}$$

$$C_a = \frac{10^{-6}}{10^{-4}} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

(3ط)

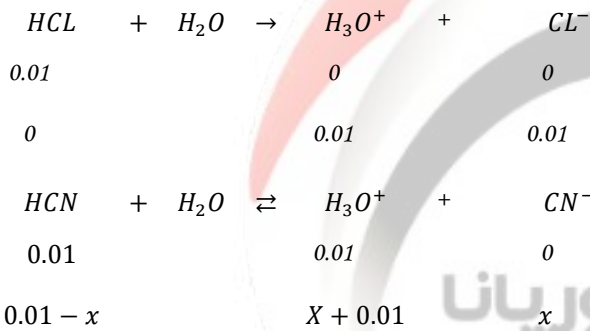
$$K_a = \frac{[CN^-] \times [H_3O^+]}{[H - CN]}$$

$$K_a = \frac{X^2}{C_a - X}$$

$$K_a = \frac{(10^{-6})^2}{10^{-2} - X}$$

$$K_a = \frac{10^{-12}}{10^{-2}} \Rightarrow K_a = 10^{-10}$$

(4ط) نكتب معادلة الحمض المضاف ثم معادلة الحمض القديم ونعوض القيم الجديدة



نعوض في ثابت التآين بالمعطيات الجديدة فنجد:

$$K_a = \frac{[CN^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCN]}$$

$$10^{-10} = \frac{x(x + 0.01)}{0.01 - x}$$

نمحل x في السبط والمقام لصغرهما ونعوض:

$$10^{-10} = \frac{0.01 x}{0.01} \Rightarrow x = 10^{-10} \text{ mol.l}^{-1}$$

بالمقارنة مع المعادلة: $[CN^-] = x = 10^{-10} \text{ mol.l}^{-1}$

ولحساب ال pH الجديد:

$$[H_3O^+] = x + 0.01 = 10^{-10} + 0.01 \approx 0.01 \text{ mol.l}^{-1}$$

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

$$PH' = 2 - \log(4) = 2 - 0.6 = 1.4$$

(4ط)

في الطلب الثاني: $PH = 1$

المطلوب: $PH' = 2$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-2}$$

$$[H_3O^+]' = 10^{-PH'} = 10^{-3}$$

بتقسيم العلاقتين:

$$\frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]' } = \frac{10^{-2}}{10^{-3}} = \frac{1}{10^{-1}}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+]' = \frac{[H_3O^+]}{10}$$

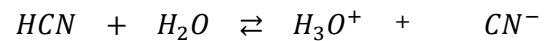
أي يجب أن ينقص تركيز الهيدرونيوم عشر مرات حتى يزداد ال PH بمقدار واحد.

مسألة (3):

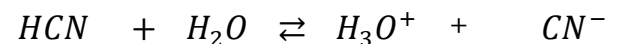
محلول لحمض سيانيد الهيدروجين قيمة الـ $(PH=6)$ ودرجة تأينه $(\alpha = 10^{-4})$ والمطلوب:

- اكتب معادلة تآين هذا الحمض وحدد عليها الأزواج المترافقة.
- احسب التركيز الابتدائي لحمض سيانيد الهيدروجين C_a .
- احسب قيمة ثابت التآين له K_a .
- نضيف إلى ذلك المحلول دون تغيير بالحجم حمض كلور الماء ليصبح تركيزه في المحلول 0.01 mol.l^{-1} احسب التركيز الجديد لأيون السيانيد ثم احسب الـ PH بعد تلك الإضافة.

الحل:



(2ط)



$$PH = 6 \rightarrow X = [H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-6} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\alpha = 10^{-4}$$

$$\alpha = 2\%$$

(ط4)

$$n_{\text{بعد التمديد}} = n_{\text{قبل التمديد}}$$

$$C \times V = C' \times V'$$

$$5 \times 10^{-2} \cdot V = 10^{-2} \cdot (V + 50)$$

$$5V = (V + 50)$$

$$4V = 50$$

$$V = 12.5 \text{ ml}$$

.....

مسألة (5): تدمير لك عزيزي الطالب.

محلول مائي لحمض النمل له قيمة $PH = 5$ وثابت تأينه

$$K_a = 2 \times 10^{-10} \text{ والمطلوب:}$$

1- اكتب معادلة تأين هذا الحمض وحدد الأزواج المترافقة.

2- احسب التركيز الابتدائي له.

3- احسب النسبة المئوية المتأينة.

4- احسب POH .

5- ما التغير الذي يجب أن يطرأ على تركيز أيونات الهيدرونيوم حتى يزداد

الـ PH بمقدار (2).

.....



$$\Rightarrow PH' = -\log(10^{-2}) = 2$$

مسألة (4):

محلول لغاز النشادر بالماء تركيزه المولي 0.05 mol.l^{-1} وثابت تأينه

$$K_b = 2 \times 10^{-5} \text{ المطلوب:}$$

1- اكتب معادلة تأين غاز النشادر بالماء.

2- احسب التراكيز المولية لكل $[NH_4^+]$, $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ ثم

احسب POH المحلول والـ PH له.

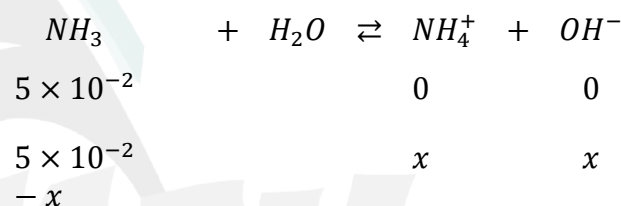
3- احسب درجة التأين α .

4- نأخذ من محلول الحمض السابق حجماً V ونضيف إليه (50 ml) ماء

مقطر فيصبح تركيز المحلول الناتج $(0.01 \text{ mol.l}^{-1})$ احسب

الحجم V

الحل:



(ط2)

$$[OH^-] = \sqrt{C_b \cdot K_b} = \sqrt{5 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-5}}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \sqrt{10^{-6}} = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

ومنه حسب المعادلة:

$$[OH^-] = [NH_4^+] = x = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

وحسب ثابت تأين الماء نجد:

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

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

حساب PH و POH :

$$PH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-11}) = 11$$

$$POH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-3}) = 3$$

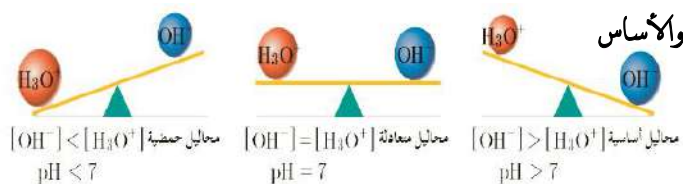
(ط3)

حساب درجة التأين للأساس الضعيف:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} = \frac{10^{-3}}{5 \times 10^{-2}} = 2 \times 10^{-2}$$

(3) حمض HCN له قيمة PH اعلى لأنه هو الأضعف.

ثانياً: لاحظ المخطط الآتي: ثم أكمل ما بدأناه مميّزاً الفرق بين الحمض



كلما كانت قيمة ال PH أكبر نلاحظ أن $[H_3O^+]$ أصغر من $[OH^-]$.

إذا كان المحلول معتدل يعني أن: $OH^- = H_3O^+ = 10^{-7} mol.l^{-1}$

مثال:

اختر الإجابة الصحيحة لما يأتي:

1- كل ما يأتي ينطبق على المحلول الحمضي ما عدا:

$10^{-7} < [OH^-]$	$[H_3O^+] > [OH^-]$
$PH < 7$	$[H_3O^+] > 10^{-7}$

2- كل ما يأتي ينطبق على المحلول القلوي ما عدا:

$PH > 7$	$[H_3O^+] > [OH^-]$
$[H_3O^+] < 10^{-7}$	$10^{-7} < [OH^-]$

انتبه جيداً إن طلب حجم الماء المضاف بدلاً من حجم المادة

مثال:

اختر الإجابة الصحيحة لما يأتي:

دورة (2018) الأولى:

محلول حمض الآزوت حجمه $50 ml$ وتركيزه $0.2 mol.l^{-1}$ يمدد بالماء

المقطر ليصبح تركيزه $0.04 mol.l^{-1}$ فيكون حجم الماء المقطر

المضاف:

100ml	250ml	300ml	200ml
-------	-------	-------	-------

الحل:

$$n_{\text{بعد التمديد}} = n_{\text{قبل التمديد}}$$

$$C \times V = C' \times V'$$

$$0.2 \times 50 = 0.04 \times V'$$

$$V' = 250 ml$$

فيكون حجم الماء المضاف:

$$V'' = 250 - 50 = 200 ml$$

بعض أفكار النظري العالقة:

1- كلما كان الحمض أقوى كان أساسه المرافق أضعف.

2- كلما كان الأساس أقوى كان حمضه المرافق أضعف.

مثال (1):

إذا كان Cl^- اضعف من CN^- كأساس، اكتب صيغة الحمض المرافق

لكل منهما وبين أي من الحمضين أقوى.

الحل:

HCl هو الحمض المرافق للأساس Cl^- .

HCN هو الحمض المرافق للأساس CN^- .

و HCl أقوى من HCN كحمض لأن Cl^- اضعف من CN^- .

مثال (2):

إذا كان NO_2^- أقوى كأساس من NO_3^- فاكتب صيغة الحمض المرافق لكل

منهما ثم بين أي من الحمضين أقوى.

الحل:

.....

.....

.....

3- كلما كانت قيمة K_a أكبر كان الحمض أقوى.

وكلما كانت قيمة K_b أكبر كان الأساس أقوى.

مثال:

الحمض	CH_3COOH	HCN
ثابته	2×10^{-4}	5×10^{-10}

1- حدد الحمض الأقوى والحمض الأضعف.

2- حدد الأساس المرافق الأقوى والأساس المرافق الأضعف.

3- حدد من الحمض الذي له أكبر قيمة PH .

الحل:

1) الحمض الأقوى هو CH_3COOH لأن له أكبر قيمة

للثابت، بالتالي الأضعف هو HCN .

2) CN^- هو الأساس المرافق الأقوى لأن حمضه أضعف،

بالتالي CH_3COO^- هو الأساس المرافق الأضعف.

الحاليل المائية للأملاح

ما هو الملح؟ مم يتألف؟ علل خاصيته القطبية؟
هو مركب أيوني يتألف من جزأين:

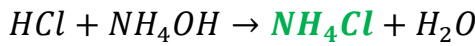
- جزء أساسي موجب، أيون معدني أو أكثر أو جذر أمونيوم أو أكثر.
- جزء حمضي سالب، أيون لا معدني أو أكثر أو جذر حمضي أو أكثر.

شرح ماسبق:

لنأخذ حمضاً معيناً (قوي أو ضعيف) وليكن مثلاً حمض كلور الماء القوي HCl .

ولنأخذ أساساً معيناً (قوي أو ضعيف) وليكن مثلاً هيدروكسيد الأمونيوم الضعيف NH_4OH .

ما هو المركب الناتج من تفاعل هذا الحمض والأساس؟



كلوريد الأمونيوم هو الملح الذي نتج له شقان أحدهما قوي Cl^- لأنه أتى من حمض قوي، وشق ضعيف NH_4^+ لأنه أتى من أساس ضعيف.

نستنتج:

- ينتج الملح من تفاعل حمض مع أساس أحدهما قوي أو كلاهما أقياء أو كلاهما ضعيفان.
- الملح الناتج يكون تأثيره حمضياً أو قلوياً تبعاً للشق القوي الذي جاء منه، فمثلاً في المثال السابق: الشق القوي هو Cl^- وهو شق حمضي إذا فالمالح ككل NH_4Cl سيكون حمضياً $PH < 7$.
- إذا كان الشقان قويان فقيمة الـ $PH = 7$.
- إذا كان الشقان ضعيفان نقارن بين K_a و K_b لنحدد طبيعة الوسط:
إذا $K_a < K_b$ الوسط قلوئي والـ PH أكبر من 7 بقليل.
إذا $K_a > K_b$ الوسط حمضي والـ PH أصغر من 7 بقليل.
إذا $K_a = K_b$ الوسط معتدل والـ PH مساوٍ 7.

الحلقة:

وهي تفاعل الشق الضعيف للملح مع الماء وهي تفاعل عكوس دوماً.

الفهم

أولاً: بعد وضع الملح في الماء يفترق شقاه عن بعضهما وتسمى هذه العملية بالإماهة.

ثانياً: يتفاعل الشق الضعيف المتأين مع الماء وينتج حمض ضعيف أو أساس ضعيف ليحدد لنا طبيعة الملح.

الملاحظة الأخيرة للدرس:

عند تمديد الحموض القوية (حصراً) والأسس القوية (حصراً) نميز مايلي:

الحمض القوي	الأساس القوي	الـ PH	الـ PH
$V' = 10V$	يزداد (1)	ينقص (1)	
$V' = 100V$	يزداد (2)	ينقص (2)	

مثال:

حمض الكبريت المدد قيمة الـ PH له (1) غدده بالماء المقطر 100 أمثال حجمه فكم تصبح قيمة الـ PH :

1	2	3	12
---	---	---	----

محلول هيدروكسيد الصوديوم تبلغ قيمة $POH = 2$ غدد هذا المحلول بالماء المقطر 10 أمثال حجمه فكم تصبح قيمة الـ PH له:

11	13	0	4
----	----	---	---

عند تمديد الحموض الضعيفة (حصراً) والأسس الضعيفة (حصراً) نميز مايلي

الحمض الضعيف	الأساس الضعيف	الـ PH	الـ PH
$V' = 10V$	يزداد (0.5)	ينقص (0.5)	
$V' = 100V$	يزداد (1)	ينقص (1)	

مثال:

محلول حمض الخل تبلغ قيمة الـ PH له 5، غدده 10 أمثال حجمه بالماء المقطر فتصبح قيمة الـ pH له مساوية:

6	4	4.5	5.5
---	---	-----	-----

(ما العيب في أن تسأل عن ما لا تعرفه، بل العيب في أن لا تسأل)



مسألة (1):

محلول لنترات الأمونيوم تركيزه المولي 0.2 mol. l^{-1} فإذا علمت بأن قيمة ثابت تأين غاز النشادر $K_b = 2 \times 10^{-5}$:

1- احسب قيمة ثابت الحمضية K_h .

2- اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.

3- احسب تركيز أيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ ثم تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$.

4- احسب PH المحلول وما طبيعة المحلول الناتج عن الحلمهة.

5- احسب النسبة المئوية للحلمهة.

6- نضيف إلى ذلك المحلول بضع قطرات من حمض الآزوت ليصبح تركيزه في المحلول 0.1 mol. l^{-1} احسب النسبة المئوية المتحللمهة بعد تلك الإضافة ثم احسب PH المحلول بعد تلك الإضافة.

الحل:

ط (1)

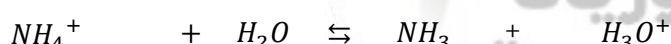
$$k_h \cdot k_b = 10^{-14} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-10}$$

ط (2) نكتب معادلة الإماهة أولاً لنحدد الشق الضعيف الذي سنعامله مع الماء.



$$0.2 \quad 0 \quad 0$$

$$0 \quad 0.2 \quad 0.2$$



$$0.2 \quad 0 \quad 0$$

$$0.2 - x \quad x \quad x$$

ط (3)

$$K_h = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$$

$$5 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.2 - X}$$

$$X^2 = 5 \times 0.2 \times 10^{-10} \Rightarrow X^2 = 10^{-10}$$

$$X = [H_3O^+] = 10^{-5} \text{ mol. l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-9} \text{ mol. l}^{-1}$$

ط (4)

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

نستنتج:

- كل ملح يحدث له مرحلتان الأولى هي الإماهة ثم الثانية تدعى الحلمهة.
- الشق القوي للملح لا يتفاعل مع الماء (لا يتحلله) .
- الشق الضعيف يتفاعل مع الماء وينتج حمض أو أساس ضعيف.
- إذا كان الشقان قويان أي لا توجد شقوق ضعيفة فلا تحدث عملية الحلمهة.

بعض الاختيارات الممكنة:

1- أحد هذه المحاليل الملحية وسطها قلوي التأثير:

$HCOOK$	Na_2SO_4	KOH	NH_4Cl
---------	------------	-------	----------

2- أحد هذه الأملاح تحدث له عملية حلمهة:

$NaCl$	K_2SO_4	NH_4NO_3	KNO_3
--------	-----------	------------	---------

3- أحد هذه الأملاح تكون قيمة الـ $PH < 7$:

$(NH_4)_2SO_4$	$NaCN$	CH_3COONa	KCl
----------------	--------	-------------	-------

قوانين العمل في مسائل الحلمهة:

أولاً: (ميه الملح - حلمه الملح) .

ثانياً: نكتب قانون ثابت الملح:

$$K_h = \frac{\text{تراكيز المواد الناتجة}}{\text{تراكيز المواد المتفاعلة}}$$

ثالثاً: نطبق أحد قوانين الربط بين ثابت الحلمهة وثابت تأين الأساس أو الحمض الضعيف:

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

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

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

تقبل هذه القوانين مباشرة دون استنتاج في المسائل

لفهم الإستنتاجات في الكتاب في حال واجهتك مشاكل شاهد الفيديو الثاني للمحاليل المائية للأملاح على قناة اليوتيوب أو امسح الكود الآتي مباشرة:



مسألة (2): (تدريسية لك أنت عزيزي الطالب)

محلول سيانيد البوتاسيوم KCN تركيزه $5 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$ فإذا علمت أن ثابت حمض سيان الهيدروجين 5×10^{-10} والمطلوب:

- 1- كتابة معادلة حلمهة هذا الملح.
- 2- حساب قيمة ثابت الحلمهة.
- 3- حساب تركيز أيونات الهيدروكسيد في المحلول ثم احسب قيمة PH و POH وما طبيعة المحلول الناتج عن الحلمهة.
- 4- حساب النسبة المئوية المتحللمة.
- 5- نضيف إلى ذلك المحلول بضع قطرات من هيدروكسيد الصوديوم ليصبح تركيزه في المحلول 0.1 mol.l^{-1} احسب النسبة المئوية المتحللمة بعد تلك الإضافة ثم احسب PH المحلول بعد تلك الإضافة.

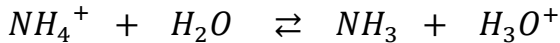
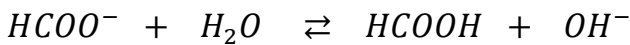
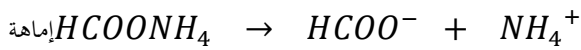
(حل المسألة موجود على قناة التليفزيون)

(أو امسح الرابط الآتي لتأخذ الحل)

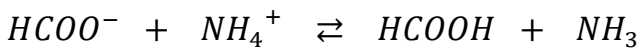


سؤال (هام):

اكتب معادلة حلمهة ملح غمالات الأمونيوم ثم اكتب عبارة ثابت حلمهته بدلالة ثابت تأين الماء وكيف نحدد طبيعة الوسط ؟



بجمع معادلتى الحلمهة:



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

$$K_h \cdot K_b \cdot K_a = K_w = 10^{-14}$$

$$PH = -\log(10^{-5}) \Rightarrow PH = 5 < 7$$

ناتج الحلمهة حمضي.

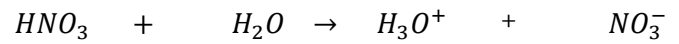
ط5

كل 0.2 mol.l^{-1} يتحللمه منه $X = 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$

كل 100 mol.l^{-1} يتحللمه منه $Z \text{ mol.l}^{-1}$

$$Z = \frac{10^{-5}}{0.2} \times 100 = 5 \times 10^{-3} \%$$

ط6) نكتب معادلة المادة المضافة ثم المعادلة القديمة وندمج المشترك:



$$0.1 \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0$$

$$0 \quad \quad \quad 0.1 \quad \quad \quad 0.1$$



$$0.2 \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0.1$$

$$0.2 - x \quad \quad \quad x \quad \quad \quad x + 0.1$$

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$5 \times 10^{-10} = \frac{X(0.1 + X)}{(0.2 - X)}$$

تعمل قيمة X في البسط والمقام لصغرهما:

$$X = 5 \times 2 \times 10^{-10} \Rightarrow X = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$$

كل 0.2 mol.l^{-1} يتحللمه منه $X = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$

كل 100 mol.l^{-1} يتحللمه منه $y \text{ mol.l}^{-1}$

$$y = \frac{100 \times 10^{-9}}{0.2} = 5 \times 10^{-7} \%$$

وقيمة pH المحلول بعد الإضافة:

$$[H_3O^+] = 10^{-9} + 10^{-1} \Rightarrow [H_3O^+] \approx 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$PH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow PH = -\log(10^{-1})$$

$$PH = 1$$

ملاحظات:



السؤال (2):

أعط تفسيراً علمياً: لا تدخل المواد الصلبة في عبارة ثابت جداء الذوبان؟
لأن تراكيز المواد الصلبة يبقى ثابتاً مهما اختلفت كميتها.

السؤال (3):

علل بعض الأملاح قليلة الذوبان في الماء؟ واذكر مثلاً لملح منها.

لأن قوى التجاذب بين أيونات الملح في بلوراتها أكبر من قوى التجاذب التي تنشأ بين هذه الأيونات وجزيئات الماء أثناء الذوبان.

مثال: ملح كلوريد الفضة و كبريتات الفضة: $AgCl - Ag_2SO_4$

.....

أنواع المحاليل:

محلول مشبع: يحوي أكبر كمية ممكنة من أيونات الملح (لا يحوي راسب).

محلول فوق مشبع: يحوي كمية زائدة من أيونات الملح (يحوي راسب).

محلول تحت مشبع: هو محلول لم يصل لحالة الإشباع بعد.

ثانياً: الجداء الأيوني Q:

قانون هذا الثابت تماماً كقانون K_{sp} لكن :

K_{sp} : يستخدم في حالة الإشباع (محلول مشبع).

Q : يستخدم للمقارنة مع K_{sp} لتحديد طبيعة المحلول الملحي.

ولدينا ثلاثة حالات:

💧 $K_{sp} > Q$ ينحل الملح والمحلل غير مشبع (لا يوجد راسب)

💧 $K_{sp} < Q$ يترسب الملح والمحلل فوق المشبع (يوجد راسب)

💧 $K_{sp} = Q$ محلول مشبع ولا يوجد راسب.

❁ ملاحظة:

تُحسب Q دوماً بعد حساب K_{sp} ونقارن كما السابق وهما الاثنان نفس القانون بالضبط ولنفس المعادلة لكن الجداء الأيوني سيختلف حسب اختلاف التراكيز.

أولاً: ثابت جداء الذوبان K_{sp} : يدرس هذا الثابت الأملاح قليلة الذوبان في الماء.

(الأملاح التي تأينها جزئي \rightleftharpoons) .

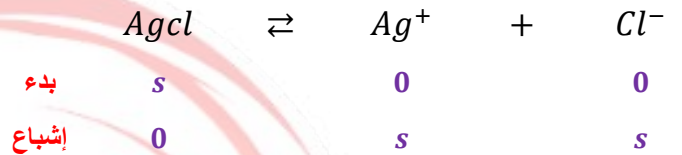
في البداية عليك التمييز بين الملح الذواب الذي يتأين كلياً \rightarrow والملح قليل الذوبان الذي يتأين جزئياً \rightleftharpoons والموضوع صعب بالشرح النظري لذلك أرجو مشاهدة الدقائق الـ (5) الأخيرة من الفيديو الأول للأملاح على قناة اليوتيوب.

السؤال (1): (هام)

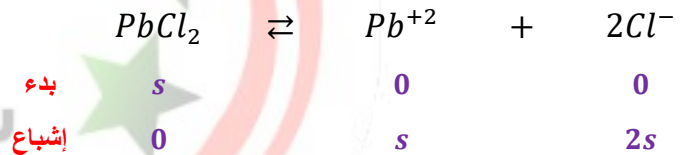
اكتب عبارة التوازن غير المتجانس لكل من المحاليل الآتية:

$AgCl - PbCl_2 - Ca_3(PO_4)_2$ ثم اكتب عبارة ثابت جداء الذوبان لكل منها بدلالة التراكيز.

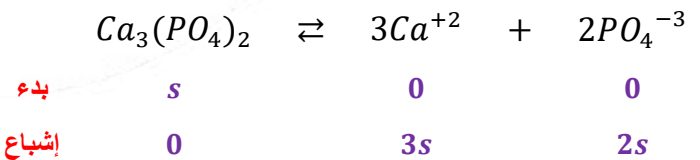
الحل:



$$K_{sp} = [Ag^+].[Cl^-]$$



$$K_{sp} = [Pb^{+2}].[Cl^-]^2$$



$$K_{sp} = [Ca^{+2}]^3.[PO_4^{-3}]^2$$

لاحظ من الأمثلة السابقة كيف تتعامل مع معادلة وكيف نضع سطورها

لكل ملح قليل الذوبان يذكر لنا فيه (جداء الذوبان K_{sp}) .

لاحظ عند كتابة قانون ثابت جداء الذوبان فأنت لا تضع الملح الأصلي لأنه مادة صلبة لا تدخل في عبارة K_{sp} .

جميع الدروس مشروحة على قناة اليوتيوب (سامح الغلاب كيمياء)

نحسب تركيز المادة المشتركة بين الملحين:

$$[Cl^-]' = 2 \times 10^{-2} + 2 \times 10^{-2} = 4 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$Q = [pb^{2+}] \times [Cl^-]'^2$$

$$Q = 1 \times 10^{-2} \times (4 \times 10^{-2})^2$$

$$Q = 16 \times 10^{-6}$$

$$Q > K_{SP}$$

عند إضافة كلوريد الصوديوم التام التآين يزداد تركيز أيونات الكلور فيختل التوازن ويصبح $Q > K_{SP}$ ويصبح المحلول فوق مشبع ويتشكل راسب من $PbCl_2$ ليعود إلى حالة الإشباع وهذا يتفق مع قاعدة لوشاتوليه حيث إن إضافة ملح $NaCl$ يؤدي إلى زيادة تركيز أيونات الكلوريد Cl^- في المحلول فينزاح التوازن بالاتجاه العكسي لينقص الزيادة فيؤدي إلى ترسيب ملح $PbCl_2$.

مسألة (2):

أضيف 500 ml من محلول يحوي على $1 \times 10^{-5} \text{ mol}$ من كلور الباريوم $BaCl_2$ إلى 500 ml من محلول يحوي على $1 \times 10^{-5} \text{ mol}$ من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 فنحصل على محلول مشبع من كبريتات الباريوم المطلوب:

(1) احسب قيمة ثابت جداء ذوبان ملح كبريتات البوتاسيوم K_{SP} .

(2) ماذا يحدث لذلك المحلول إذا أضيف إليه كمية من حمض الكبريت؟

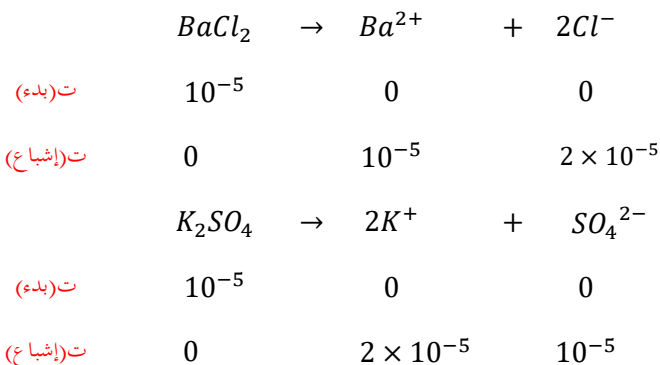
الحل:

(1) حساب التراكيز بعد المزج: بما أن الحجم متساوية والمولات متساوية نحسب التركيز الجديد مرة واحدة:

$$c = \frac{n}{v} = \frac{1 \times 10^{-5}}{1000 \times 10^{-3}} = \frac{10^{-5}}{1} = 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[BaCl_2] = [K_2SO_4] = 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

نكتب معادلة كل ملح على حدا أولاً:



مسألة (1):

إذا علمت بأن قيمة ثابت جداء الذوبان للملح كلوريد الرصاص هو

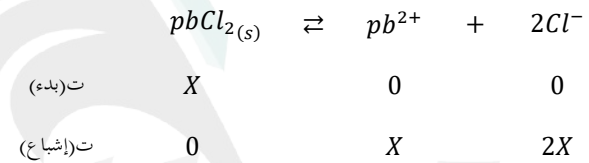
$$K_{SP} = 0.4 \times 10^{-5}$$

- 1- احسب الذوبانية المولية $C_{mol.l^{-1}}$ لأيونات هذا الملح في محلول المشبع.
- 2- احسب الذوبانية الكتلية $C_{g.l^{-1}}$ لكلوريد الرصاص في ذلك المحلول المشبع.
- 3- احسب كتلة كلوريد الرصاص المنحلة 100 ml من ذلك المحلول.
- 4- نضيف إلى ذلك المحلول دون تغير في الحجم **كلوريد الصوديوم** ليصبح تركيزه في المحلول $2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ هل يترسب ملح كلوريد الرصاص في المحلول أم لا؟ وضّح ذلك حسابياً وهل يتفق مع قاعدة لوشاتوليه؟ علل ذلك.

$$(Cl: 35.5 - Pb: 207)$$

الحل:

ط1



$$K_{SP} = [Pb^{2+}] \times [Cl^-]^2$$

$$4 \times 10^{-6} = X \cdot (2X)^2$$

$$4 \times 10^{-6} = 4X^3$$

$$X = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[Pb^{2+}] = X = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[Cl^-] = 2X = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

ط2

$$C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \times M_{(PbCl_2)}$$

$$C_{g.l^{-1}} = 10^{-2} \times 278$$

$$C_{g.l^{-1}} = 278 \times 10^{-2} \text{ g.l}^{-1}$$

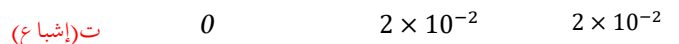
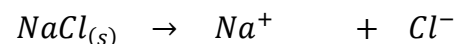
ط3

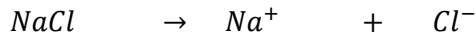
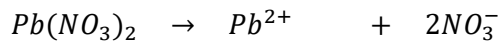
$$m = C_{g.l^{-1}} \times V$$

$$m = 278 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3}$$

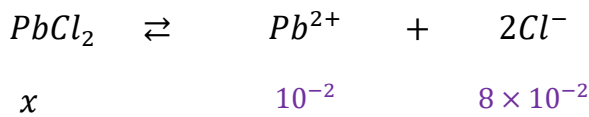
$$m = 278 \times 10^{-3} \text{ g}$$

ط4





الخطوة الثالثة: نكتب معادلة الملح المطلوب منا دراسته وننقل المعطيات من المعادلات السابقة دون التغيير عليها ولو برقم واحد:



الخطوة الرابعة: نحسب Q ونقارن:

$$Q = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2$$

$$Q = 10^{-2} \times 16 \times 10^{-4} = 16 \times 10^{-6}$$

$$Q > K_{sp}$$

إذاً يترسب ملح كلوريد الرصاص الناتج من تفاعل الملح السابقين.

♦ مسألة (4): (تدريسية لك أنت عزيزي الطالب)

أضيف حجم معين من محلول نترات الرصاص تركيزه المولي

المولي $2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ إلى حجم مماثل من حمض كلور الماء تركيزه المولي $6 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ المطلوب:

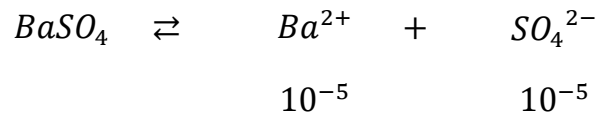
(1) هل يتشكل راسب من مركب كلوريد الرصاص بعد المزج أم لا علماً بأن ثابت جداء ذوبان كلور الرصاص $K_{sp} = 1.6 \times 10^{-5}$ وضح ذلك حسابياً.

(2) نضاعف التراكيز السابقة هل يتشكل راسب بعد المزج أم لا؟

امسح الكود الآتي لتحصيل الإجابة بعد أن تُجرب الحل بنفسك



ثانياً: نكتب معادلة الملح المطلوب من تفاعل الملحين:



نحسب ما هو مطلوب في الخطوة الثالثة

$$K_{sp} = [Ba^{2+}] \times [SO_4^{2-}]^2$$

$$K_{sp} = 10^{-5} \times 10^{-5}$$

$$K_{sp} = 1 \times 10^{-10}$$

(ط2)

عند إضافة كمية من حمض الكبريت القوي والتام التأين يزداد تركيز أيونات الكبريتات فيختل التوازن ويصبح $Q > K_{sp}$ ويصبح المحلول فوق مشبع ويتشكل راسب من الملح الضعيف $BaSO_4$.

♦ مسألة (3):

نضيف 100 ml من محلول نترات الرصاص ذي التركيز 0.05 mol.l^{-1} إلى 400 ml من محلول كلوريد الصوديوم ذي التركيز 0.1 mol.l^{-1} فإذا كان ثابت جداء الذوبان للملح كلوريد الرصاص

$$K_{sp}(PbCl_2) = 1.6 \times 10^{-6} \text{ في شروط التجربة فالمطلوب:}$$

1- بين حسابياً إن كان جزء من ملح كلوريد الرصاص يترسب أم لا؟

الحل:

أولاً: نقوم بعملية مزج الملحين ونحسب التراكيز بعد المزج:

$$n_{\text{بعد التمديد}} = n_{\text{قبل التمديد}}$$

$$C \times V = C' \times V' \Rightarrow C' = \frac{C \times V}{V'}$$

$$[Pb(NO_3)_2] = \frac{0.05 \times 100}{500} = 0.01 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[NaCl] = \frac{0.1 \times 400}{500} = 0.08 \text{ mol.l}^{-1}$$

ثانياً: نكتب معادلة كل ملح على حدا:

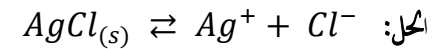
ترسيب ملح في محلوله:

لترسيب ملح في محلوله المشبع. نضيف إلى المحلول مركب تام التآين في الماء يحوي على أيون مماثل لأحد أيونات الملح المطلوب.

مثال(1):

ليكن لدينا محلولاً مشبعاً من كلوريد الفضة المطلوب:

- 1- اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.
- 2- اقترح طريقة لترسيب هذا المحلول في محلوله المشبع مفسراً السبب وهل يتفق ذلك مع قاعدة لوشاتوليه.



ط2) نضيف إلى ذلك المحلول كمية من كلوريد الصوديوم أو البوتاسيوم $NaCl$ فيزداد تركيز أيونات الكلوريد في المحلول مما يؤدي إلى اختلال التوازن ويرجح التفاعل في الاتجاه العكسي حسب لوشاتوليه أي نحو ترسيب ملح كلوريد الفضة وتصبح $Q > K_{sp}$.

مثال(2):

ليكن لدينا محلولاً مشبعاً من فوسفات ثلاثية الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ اقترح طريقة لترسيب هذا الملح في محلوله المشبع؟

الحل:

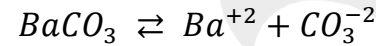
نضيف إلى ذلك المحلول مركب تام التآين (ذواب) يحوي أيون مماثل أحد أيونات الملح مثل ملح نترات الكالسيوم - كلوريد الكالسيوم - خلات الكالسيوم الخ (يكفي مثال واحد)

إذابة ملح في محلوله:

لإذابة ملح في محلوله المشبع نضيف إلى المحلول مركباً تام التآين في الماء يحوي على أيون قادر على الاتحاد مع أحد أيونات الملح مشكلاً مركباً ضعيف التآين. (المادة المضافة حمض غالباً)

مثال(1):

فسر ماذا يحدث عند إضافة حمض كلور الماء إلى محلول مشبع من كربونات الباريوم.



تتحد أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ مع أيونات الكربونات فيتشكل حمض الكربون H_2CO_3 ضعيف التآين فينقص تركيز أيونات الكربونات في المحلول ويرجح التفاعل المباشر حسب لوشاتوليه فتذوب كمية من الملح لإعادة التوازن وتصبح $Q < K_{sp}$ وينحل الملح.

مثال(2):

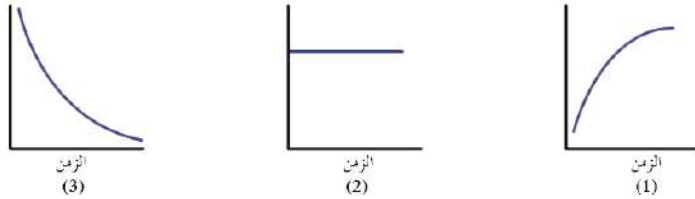
محلول مائي للملح فوسفات الفضة Ag_3PO_4 اقترح طريقة تؤدي إلى إذابة هذا الملح في محلوله المشبع.

الحل:

نضيف مركباً تام التآين (ذواب) يتحد مع أحد أيونات الملح ويشكل معه مركباً ضعيف التآين مثال: حمض كلور الماء - حمض الآزوت

(يكفي مثال واحد)

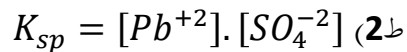
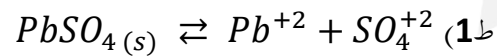
مثال شامل و(هام):



تشير المنحنيات السابقة إلى تغير ذوبانية ملح كبريتات الرصاص بدلالة الزمن والمطلوب:

- 1- اكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح كبريتات الرصاص.
- 2- اكتب عبارة K_{sp} لهذا الملح.
- 3- أي المنحنيات يدل على إضافة كمية من حمض كلور الماء.
- 4- أي من المنحنيات يدل على إضافة نترات الرصاص.
- 5- أي من المنحنيات يدل على إضافة كربونات البوتاسيوم.

الحل:



ط3) إضافة حمض كلور الماء يؤدي إلى زيادة ذوبانية الملح والمنحني الأول يدل على ذلك.

ط4) إضافة نترات الرصاص يؤدي إلى نقصان ذوبانية الملح والمنحني الثالث يدل على ذلك.

ط5) إضافة كربونات الكالسيوم لا يؤثر على ذوبانية كبريتات الرصاص والمنحني المعبر عن ذلك هو الثاني.

المحاليل المنظمة (الموقية):

هو المحلول الذي يقي نفسه من التغيرات الكبيرة في الـ PH .

إلا بتغيرات بسيطة جداً.

ويتألف المحلول الموقى من حالتين:

1- حمض ضعيف مع أحد أملاحه الذوابة.

2- أساس ضعيف مع أحد أملاحه الذوابة.

ومثال عام لمحلول منظم هو دم الإنسان فالدم لا يتأثر بإضافة الحموض القوية مثلاً ولا يصبح حمضياً وبالتالي فقد حمى نفسه من التغيرات الممكنة في قيم الـ PH .

كيف يأتي السؤال؟

في كتابنا لا يوجد عن هذه الفقرة سوى اختر الإجابة الصحيحة لذلك تدرب على هذه الأمثلة متذكراً الاختيارات السابقة لنوع المحلول الموقى.

اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1- المحلول المنظم للحموضة من المحاليل الآتية:

$HCl - KCl$	$HCOOH - HCOOK$
$NaOH - NaNO_3$	$NH_4OH - NaCl$

2- أحد هذه المحاليل هو محلول منظم:

$KOH - K_2SO_4$	$HNO_3 - NaNO_3$
$NaOH - HCOONa$	$CH_3COOH - CH_3COONa$

تنويه: البحث عن حمض ضعيف أو أساس ضعيف مع أحد أملاحه.

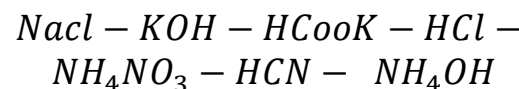
بعض النكشات:

● دوماً الملح الحمضي (الذي شقه القوي ناتج عن حمض قوي) تكون قيمة الـ pH له أعلى من قيمة pH لحمض ضعيف المساوٍ له بالتركيز.

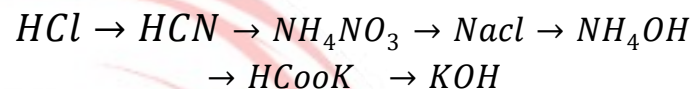
● دوماً الملح القلوي (الذي شقه القوي ناتج عن أساس قوي) تكون قيمة الـ pH له أعلى من قيمة pH لأساس ضعيف المساوٍ له بالتركيز.

مثال:

رتب المحاليل الآتية حسب تزايد قيم الـ pH لها علماً أنها متساوية التراكيز:



الحل:



لاحظ الملح الحمضي له pH أعلى من الحمض الضعيف وكذلك الأمر مع الملح القلوي.

تدرب أكثر على اختر الإجابة الصحيحة في تمارين الوحدة رقم (6).

حل المسألة الآتية كندريب لك (هام جداً جداً)

محلول كلوريد الأمونيوم تركيزه المولي 0.2 mol. l^{-1} وقيمة الـ PoH له (9) والمطلوب:

1- اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.

2- احسب تركيز أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في المحلول.

3- احسب قيمة ثابت الحلمهة K_h .

4- احسب قيمة ثابت تأين غاز النشادر K_b ثم احسب مقدار النسبة المثوية المتحللمهة.

5- ما التغير الذي يجب أن يطرأ على قيمة أيونات الهيدرونيوم حتى يزداد الـ PH بقدر (1).

يمكنك تحميل الحل ومشاهدته على قناة التلغرام أو على الكود الآتي:

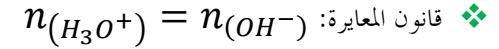
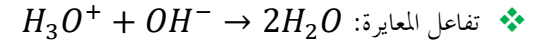


المعايرة الحجمية

وهي عملية تهدف الى معرفة كمية وحجم مادة ما عن طريق معرفة كمية مادة اخرى تتفاعل معها، شريطة أن تكون المادتين معلومتين التركيز.

للمعايرة ثلاثة أنواع لكن جميع أنواعها تامة أي أن معادلاتها بسهم وحيد.

معايرة حمض قوي بأساس قوي:

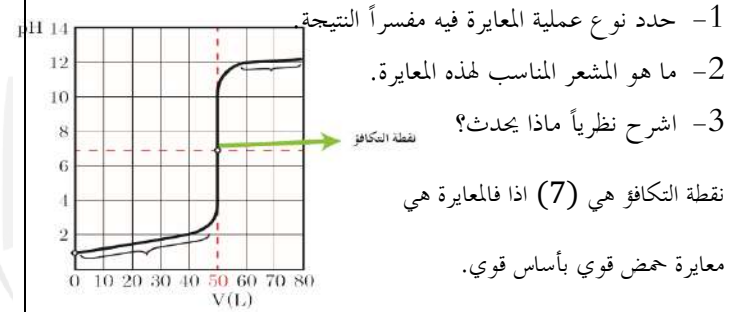


$PH = 7$ عند نقطة نهاية المعايرة.

المشعر المناسب هو أزرق بروم التيمول لأن PH نقطة نهاية المعايرة تقع ضمن مجاله الذي يمتد بين $6 \rightarrow 7.6$ والملح الناتج عن التعديل معتدل.

مثال:

في الشكل المرفق جانباً خطأً بيانياً لعملية معايرة والمطلوب:



1- حدد نوع عملية المعايرة فيه مفسراً النتيجة.

2- ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة.

3- اشرح نظرياً ماذا يحدث؟

نقطة التكافؤ هي (7) إذا فالمعايرة هي

معايرة حمض قوي بأساس قوي.

$6 \rightarrow 7.6$

ط3) تزداد قيمة pH المحلول تدريجياً نتيجة تناقص تراكيز أيونات

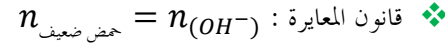
الهيدرونيوم H_3O^+ لتفاعلها مع أيونات الهيدروكسيد OH^- وفق المعادلة الأيونية:



وعند اتحاد جميع أيونات الهيدرونيوم مع جميع أيونات الهيدروكسيد المضافة

تصبح قيمة $pH = 7$ وتدعى نقطة نهاية المعايرة.

معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

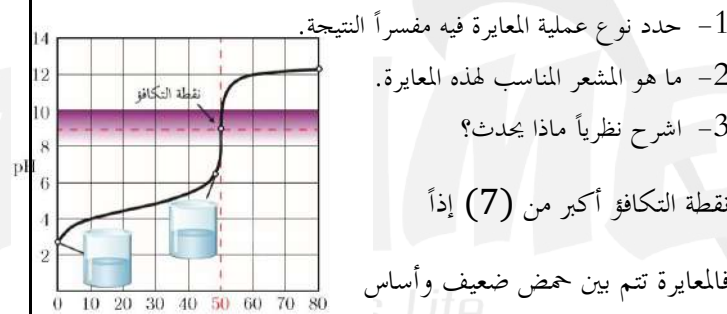


pH المعايرة هنا أكبر من 7 والملح الناتج قلوي التأثير.

المشعر المناسب هو الفينول فتالين لأن PH نقطة نهاية المعايرة تقع ضمن مجاله الذي يمتد بين $8.2 \rightarrow 10$

مثال:

في الشكل المرفق جانباً خطأً بيانياً لعملية معايرة والمطلوب:



1- حدد نوع عملية المعايرة فيه مفسراً النتيجة.

2- ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة.

3- اشرح نظرياً ماذا يحدث؟

نقطة التكافؤ أكبر من (7) إذاً

فالمعايرة تتم بين حمض ضعيف وأساس

قوي.

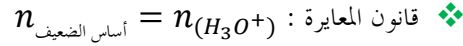
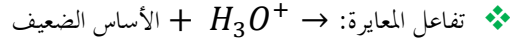
ط2) المشعر المناسب هو الفينول فتالين لأن مجاله يحوي نقطة نهاية

المعايرة $8.2 \rightarrow 10$.

ط3) تزداد قيمة pH تدريجياً نتيجة تناقص تركيز الحمض الضعيف بتفاعله

مع أيونات الهيدروكسيد المضافة.

معايرة أساس ضعيف بمحض قوي:

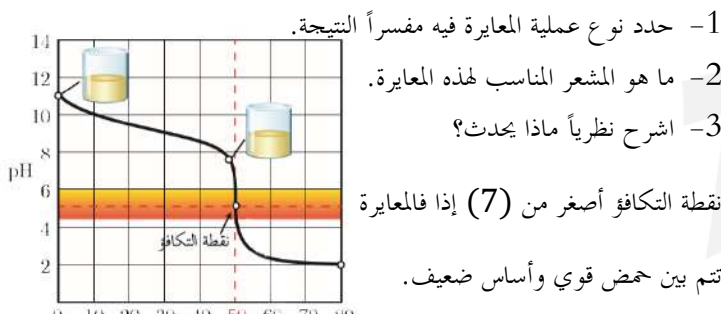


pH المعايرة هنا أصغر من 7 والملح الناتج حمضي التأثير.

المشعر المناسب هو أحمر الميتيل لأن PH نقطة نهاية المعايرة تقع ضمن مجاله الذي يمتد بين $4.2 \rightarrow 6.2$

مثال:

في الشكل المرفق جانباً خطأً بيانياً لعملية معايرة والمطلوب:



1- حدد نوع عملية المعايرة فيه مفسراً النتيجة.

2- ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة.

3- اشرح نظرياً ماذا يحدث؟

نقطة التكافؤ أصغر من (7) إذا فالمعايرة

تتم بين حمض قوي وأساس ضعيف.

ط2) المشعر المناسب هو أحمر الميتيل لأن مجاله يحوي نقطة نهاية المعايرة

$4.2 \rightarrow 6.2$

ط3) حسب الشكل تنقص قيمة pH تدريجياً نتيجة تناقص تركيز الأساس

الضعيف بتفاعله مع أيونات الهيدرونيوم المضافة.

(تدرب أكثر على المعينات في كتابك)

قوانين وملاحظات العمل في مسائل المعايرة:

عند استخدام قانون المعايرة يجب الاتية لعدد الوظائف الذي نحسبه بالطريقة:

● عدد الوظائف في الحمض هو عدد أيونات الهيدروجين فيه وفي كتابنا لا يوجد سوى حمض الكبريت ثنائي الوظيفة.

● عدد الوظائف في الأساس هو عدد أيونات الهيدروكسيد وفي كتابنا كل الأسس أحادية الوظيفة.

● عدد الوظائف في الملح هو إشارة (معدنه الموجب × عدد ذراته).

● عند التمديد بالماء لانضرب بعدد الوظائف.

قوانين العمل:

● في المسائل نحتاج فقط للتركيز المولي $C_{mol.l^{-1}} = \frac{n}{V}$.

● والتركيز الغرامي يمكن حسابه من: $C_{g.l^{-1}} = \frac{m}{V}$.

● نربط التركيزين بالقانون: $C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \cdot M$.

● اذا مدد المحلول بالماء أو مزج مادتين نستخدم القانون:

بعد التمديد $n = n$ قبل التمديد

$$C \times V = C' \times V'$$

● إذا طلب حساب كتلة ما في العينة نكتب القانون:

$$m = C \cdot V \cdot M$$

لكن هذه الكتلة التي قد حُسبت هي للمادة النقية فقط في حال

كانت العينة تحتوي شوائب.

● الشوائب تحسب من: $m_{شوائب} = m_{كلي} - m_{نقي}$

● اذا طلب النسبة المئوية لأي كتلة في العينة (نقي - شوائب):

كل $m_{كلي}$ تحوي $m_{شوائب}$

كل $100g$ من العينة تحوي $Y(g)$

كما في المسألة الثالثة القادمة (هام)

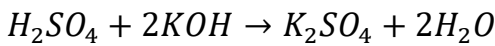
ملاحظة: لا يتم تحويل الحجم عند استخدام قانون المعايرة وإليك الأمثلة . . .

● مسألة (1):

لزم لتمام معايرة $40 ml$ من محلول حمض الكبريت تعديلًا تاماً إضافة $20 ml$ من محلول البوتاس الكاوي الذي تركيزه $2 mol.l^{-1}$ والمطلوب:

- 1- اكتب معادلة التفاعل ومعادلة المعايرة الأيونية الخاصة بهذا النمط منها.
- 2- احسب التركيز المولي والتركيز الغرامي لحمض الكبريت ثم احسب كتلته.
- 3- احسب التركيز المولي للملح الناتج.
- 4- ما قيمة pH المحلول الناتج عن المعايرة وما أفضل مشعر لها ولماذا؟

الحل:



ط2) نستخدم قانون المعايرة: لاتنسى التحويل من

$$n_{(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$

$$2 \cdot C_1 \cdot V_1 = C_2 V_2$$

$$2 \times C_1 \times 0.04 = 2 \times 0.02$$

$$C_1 = 0.5 mol.l^{-1}$$

نحسب التركيز الغرامي:

$$C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \cdot M$$

$$C_{g.l^{-1}} = 0.5 \times 98 = 49 g.l^{-1}$$

نحسب كتلة حمض الكبريت المستعملة:

$$m_1 = C_1 V_1 M_1$$

$$m_1 = 0.5 \times 0.04 \times 98 = 196 \times 10^{-2} g$$

ط3) نستخدم أحد الطريقتين:

$$n_{(K_2SO_4)} = n_{(H_3O^+)}$$

$$n_{(K_2SO_4)} = n_{(OH^-)}$$

$$2 \cdot C_3 V_3 = 2 C_1 V_1$$

$$2 \cdot C_3 V_3 = C_2 V_2$$

$$2 \times C_3 \times 0.06 = 2 \times 0.5 \times 0.04$$

$$2 \times C_3 \times 0.06 = 2 \times 0.02$$

$$C_3 = \frac{1}{3} mol.l^{-1}$$

$$C_3 = \frac{1}{3} mol.l^{-1}$$

ط4) $pH = 7$ لأن المعايرة تتم بين حمض قوي وأساس قوي.

والمشعر المناسب هو أزرق بروم التيمول لأن مداه من $6 \rightarrow 7.6$

يحتوي نقطة نهاية المعايرة.

مسألة (2):

لزم لتعديل 25 ml من محلول حمض الكبريت تعديلاً تاماً إضافة 15 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه (0.5 mol.l^{-1}) و 10 ml من هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه $(0.25 \text{ mol.l}^{-1})$:

1- احسب التركيز المولي ثم الغرامي لحمض الكبريت ثم احسب كتلته.

2- نأخذ حجم معين من ذلك المحلول الحمضي ونعده بالماء المقطر ليصبح حجمه خمس أمثال ما كان عليه احسب تركيزه الجديد.

3- نأخذ حجم معين من المحلول الأصلي لحمض الكبريت والذي تركيزه

0.2 mol.l^{-1} ونضيف إليه خمسة أمثال حجمه من الماء المقطر فما تركيزه الجديد.

$$n_{(H_3O^+)} = n_{(OH^-)1} + n_{(OH^-)2}$$

$$2C.V = C_1.V_1 + C_2.V_2$$

$$2 \times C \times 25 = 0.5 \times 15 + 0.25 \times 10$$

$$50 C = 7.5 + 2.5 = 10$$

$$C = \frac{1}{5} = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

والتركيز الغرامي:

$$C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \cdot M$$

$$C_{g.l^{-1}} = 0.2 \times 98 = 19.6 \text{ g.l}^{-1}$$

$$m = C.V.M$$

$$m = 0.2 \times 25 \times 10^{-3} \times 98 = 49 \times 10^{-3} \text{ g}$$

(3ط)

بعد التمديد n = n قبل التمديد

$$C \times V = C' \times V'$$

$$C \times V = C' \times 5V$$

$$C' = \frac{C}{5} = \frac{0.2}{5} = \frac{2}{50} = \frac{1}{25} \text{ mol.l}^{-1}$$

(4ط) حاول التمييز بينه وبين الطلب السابق جيداً.

بعد التمديد n = n قبل التمديد

$$C \times V = C' \times V'$$

$$C \times V = C' \times (V + 5V)$$

$$C \times V = C' \times 6V$$

$$C' = \frac{C}{6} = \frac{0.2}{6} = \frac{2}{60} = \frac{1}{30} \text{ mol.l}^{-1}$$

مسألة (3):

نذيب 2.5 g من كربونات الصوديوم غير النقية في الماء المقطر ونكمل حجم المحلول إلى 100 ml فإذا علمت أنه يلزم 20 ml من هذا المحلول لتعديل 40 ml من حمض الكبريت الذي تركيزه 0.1 mol.l^{-1} والمطلوب:

1- اكتب معادلة تفاعل التعديل الحاصلة.

2- احسب تركيز محلول ملح كربونات الصوديوم اللامائية مقدراً mol.l^{-1} .

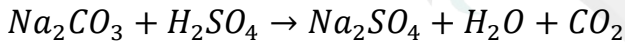
3- احسب كتلة الملح كربونات الصوديوم النقية.

4- احسب النسبة المئوية للشوائب في العينة (الملح المستعمل).

$$O: 16 \quad Na: 23 \quad C: 12$$

الحل:

(1ط)



(2ط)

$$n(Na_2SO_4) = n_{(H_3O^+)}$$

$$2.C_1.V_1 = 2.C_2.V_2$$

$$2 \times C_1 \times 20 = 2 \times 0.1 \times 40$$

$$C_1 = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

(3ط)

$$m_1 = C_1.V.M_1$$

$$m_1 = 0.2 \times 100 \times 10^{-3} \times 106$$

$$m_1 = 2.12 \text{ g نقي}$$

(4ط)

$$m_{\text{شوائب}} = m_{\text{كلي}} - m_{\text{نقي}}$$

$$m_{\text{شوائب}} = 2.5 - 2.12 = 0.38 \approx 0.40 \text{ g}$$

كل 2.5 g من العينة تحوي 0.40 g شوائب

كل 100 g من العينة تحوي Y (g)

$$Y = \frac{0.4 \times 100}{2.5} = 16 \%$$

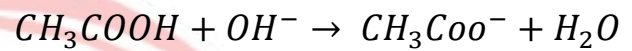
ومنه النسبة المئوية للعينة النقية هي 84%

مسألة (4):

لزمَ لتمام معايرة 50 ml من حمض الخل إضافة 20 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي (0.5) والمطلوب:

- 1- اكتب المعادلة الأيونية المعبرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.
- 2- احسب التركيز الغرامي لمحلول حمض الخل.
- 3- احسب التركيز المولي للملح الناتج بعد تمام المعايرة.
- 4- يضاف 120 ml من الماء المقطر إلى حجم مناسب من محلول هيدروكسيد الصوديوم السابق فيصبح تركيزه 0.1 mol.l^{-1} احسب الحجم V.
- 5- ماهو المشعر المناسب لهذه المعايرة وما طبيعة المحلول النهائية.

الحل:



(ط2)

$$n_{(\text{CH}_3\text{COOH})} = n_{(\text{OH}^-)}$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 V_2$$

$$C_1 \times 50 = 0.5 \times 20$$

$$C_1 = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \cdot M$$

$$C_{g.l^{-1}} = 0.2 \times 60 = 12 \text{ g.l}^{-1}$$

(ط3)

$$n_{(\text{CH}_3\text{COOH})} = n_{(\text{CH}_3\text{COONa})}$$

$$C_3 V_3 = C_1 V_1$$

$$C_3 \times 70 = 0.2 \times 50 \Rightarrow C_3 = \frac{1}{7} \text{ mol.l}^{-1}$$

(ط4)

بعد التمديد n = n قبل التمديد

$$C \times V = C' \times V'$$

$$0.2 \times V = 0.1(V + 120)$$

$$2V = V + 120 \Rightarrow V = 120 \text{ ml}$$

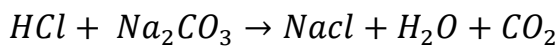
(ط5) المعايرة تتم بين حمض ضعيف وأساس قوي فالمشعر المناسب هو

الفينول فتالين لأن مجاله يحوي نقطة نهاية المعايرة 10 → 8.2

مسألة (5): New idea

حل 3 g من مزيج ملح كلوريد الصوديوم وكربونات الصوديوم اللامائية بالماء المقطر ليصبح حجم المحلول 250 ml ثم نأخذ منها 25 ml فيلزم لتعديلها 20 ml من حمض كلور الماء ذي التركيز 0.1 mol.l^{-1} والمطلوب:

- 1- كتابة معادلة التفاعل الحاصل.
 - 2- حساب تركيز محلول كربونات الصوديوم.
 - 3- حساب النسبة المئوية لمكونات المزيج.
- ط1) كلوريد الصوديوم لا يتفاعل مع حمض الكلور الماء فتكون معادلة التفاعل:



(ط2)

Na_2CO_3	HCl
$C_1 = ?$	$C_2 = 0.1 \text{ mol/l}$
$V_1 = 25 \text{ ml}$	$V_2 = 20 \text{ ml}$

$$n_{(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = n_{(\text{HCl})}$$

$$2C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$2 \times C_1 \times 25 = 0.1 \times 20$$

$$C_1 = 0.04 \text{ mol.l}^{-1}$$

(ط3)

النسبة المئوية للمكونات تحتاج كتلة المادة المدروسة أولاً:

لذلك نحسب كتلة كربونات الصوديوم ثم نحسب نسبتها لكن ننتبه إلى الحجم لأننا سنضع الحجم الكلي لأن المطلوب هو النسبة في العينة كلها.

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = C_1 \cdot V \cdot M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$$

$$m = 0.04 \times 250 \times 10^{-3} \times 106$$

$$m = 1.06 \text{ g}$$

نحسب النسبة المئوية لها في المزيج :

كل 3 g من العينة تحوي 1.06 g من كربونات الصوديوم اللامائية

كل 100 g من العينة تحوي Y(g)

$$Y = \frac{100 \times 1.06}{3} \approx 35\%$$

ومنه تكون النسبة المئوية للملح كلوريد الصوديوم 65%

مسألة (6): مسألة دمج

محلول غاز النشادر بالماء تركيزه 0.02 mol.l^{-1} ودرجة تأينه 5%

1- احسب pH المحلول ثم احسب ثابت التأين لهذا الأساس.

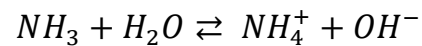
2- يُعيار 20 ml من المحلول السابق بمحلول حمض الآزوت فيلزم منه

4 ml حتى تمام المعايرة والمطلوب:

a. اكتب معادلة تفاعل المعايرة الحاصل.

b. احسب تركيز محلول حمض الآزوت المستخدم.

c. ما طبيعة الوسط الناتج عن المعايرة وما المشعر المناسب فسر ذلك؟



وبما أن درجة التأين معطاة :

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} \Rightarrow \frac{5}{100} = \frac{[OH^-]}{0.02}$$

$$[OH^-] = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

وحسب ثابت الجداء الأيوني للماء:

$$[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

(ط2)

$$PH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-11})$$

$$PH = 11$$

ونعلم أن:

$$[OH^-] = \sqrt{C_b \cdot K_b}$$

$$10^{-3} = \sqrt{2 \times 10^{-2} \times K_b}$$

$$10^{-6} = 2 \times 10^{-2} \times K_b$$

$$K_b = 5 \times 10^{-5}$$



$$n(NH_3) = n(H_3O^+)$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$0.02 \times 20 = C_2 \times 4 \Rightarrow C_2 = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$$

طبيعة الوسط الناتج عن المعايرة حمضي بسبب تشكل أيونات الأمونيوم التي

تسلك سلوك حمض ضعيف.

والمشعر المناسب هو أحمر الميتيل بحاله يحوي نقطة نهاية المعايرة $6.2 \rightarrow 4.2$

مسألة (7): مسألة دمج

نلقي بضع حبات من هيدروكسيد البوتاسيوم في الماء المقطر ونكمل حجم المحلول إلى 800 ml فيصبح تركيز المحلول 0.025 mol.l^{-1} والمطلوب:

1- احسب كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم في العينة.

2- نأخذ من المحلول الناتج 100 ml ونضيف إليها 150 ml احسب

pH المحلول الناتج.

3- نأخذ حجماً معيناً V من ذلك المحلول والذي تركيزه 0.1 mol.l^{-1}

فرضاً ثم نعايره بمحلول حمض الكبريت الذي تركيزه 0.5 mol.l^{-1}

وحجمه 50 ml ونضيف 50 ml أيضاً من محلول حمض كلور الماء ذي

التركيز 1.5 mol.l^{-1} حتى تمام المعايرة احسب الحجم V .

الحل:

$$m = C.V.M = 0.025 \times 800 \times 10^{-3} \times 56$$

$$m = 11.2 \text{ g}$$

(ط2)

بعد التمديد $n = n$ قبل التمديد

$$C \times V = C' \times V'$$

$$0.025 \times 100 = C' \times (250)$$

$$C' = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

وبما أننا نتعامل مع أساس قوي فإن:

$$[KOH] = [OH^-] = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\Rightarrow pOH = -\log[OH^-] = 2$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 12$$

(ط3)

KOH	H ₂ SO ₄	Hcl
C = 0.1	C ₁ = 0.5	C ₂ = 1.5
V = ??	V ₁ = 50	V ₂ = 50

$$n(OH^-) = n(H_3O^+)_1 + n(H_3O^+)_2$$

$$C.V = 2C_1V_1 + C_2V_2$$

$$10^{-1} \times V = 2 \times 0.5 \times 50 + 1.5 \times 50$$

$$10^{-1} \times V = 50 + 75$$

$$V = \frac{125}{10^{-1}} = 1250 \text{ ml}$$

مسألة (8): (تدريسية لك أنت عزيزي الطالب)

عينة غير نقية من هيدروكسيد الصوديوم الصلب كتلتها 2 g تُذاب في الماء المقطر، ويكمل حجم المحلول إلى 100 ml ثم يعاير المحلول الناتج بمحلول حمض الكبريت (يفرض أنه تام التآين) تركيزه 0.5 mol.l^{-1} فيلزم منه 40 ml لإتمام المعايرة والمطلوب:

1- اكتب المعادلة الأيونية المعبرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

2- احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم المستعمل مقدراً mol.l^{-1}

3- احسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم النقي في العينة.

4- احسب النسبة المئوية للشوائب في العينة.

مسألة (9): (تدريسية لك أنت عزيزي الطالب)

محلول لحمض سيانيد الهيدروجين تركيزه المولي (0.2 mol.l^{-1}) نأخذ منه حجم معين فيلزم لتمام المعايرة إضافة (20 ml) من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي (0.1 mol.l^{-1}):

1- اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

2- احسب حجم محلول سيانيد الهيدروجين المستعمل.

3- احسب التركيز المولي للملح الناتج.

4- احسب كتلة سيانيد الهيدروجين المستعمل في المعايرة.

C: 12 N: 14 H: 1

مسألة (10): (تدريسية لك أنت عزيزي الطالب)

محلول مائي لحمض كلور الماء له قيمة $\text{pH} = 1$ والمطلوب:

1- احسب التركيز الابتدائي لهذا الحمض.

2- يلزم لتعديل 25 ml من محلول كربونات الصوديوم تعديلاً تاماً

إضافة 50 ml من محلول الحمض السابق والمطلوب:

a) اكتب معادلة تفاعل المعايرة السابق.

b) احسب التركيز المولي لمحلول كربونات الصوديوم ثم التركيز الغرامي له.

c) ما هي طبيعة المحلول الناتج عن المعايرة وما هو أفضل مشعر لها ولماذا؟

تحميل حل المسائل الثلاث قم بمسح الكود الآتي



بعض الأسئلة النظرية العالقة

أعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

1- المشعر المناسب لمعايرة حمض ضعيف بأساس قوي هو الفينول فتالين؟

لأن $\text{pH} > 7$ عند نقطة نهاية المعايرة وهذا المشعر يحوي نقطة نهاية

المعايرة لأن مداه $8.2 \rightarrow 10$

2- المشعر المناسب لمعايرة حمض قوي بأساس ضعيف هو أحمر الميتيل؟

لأن $\text{pH} < 7$ عند نقطة نهاية المعايرة وهذا المشعر يحوي نقطة نهاية

المعايرة لأن مداه $4.2 \rightarrow 6.2$

3- المشعر المناسب لمعايرة حمض قوي بأساس قوي هو أزرق بروم التيمول

؟

لأن $\text{pH} = 7$ عند نقطة نهاية المعايرة وهذا المشعر يحوي نقطة نهاية

المعايرة لأن مداه $6 \rightarrow 7.6$

4- استخدام أحد مشعرات (حمض - أساس) في معايرة التعديل؟

لتحديد نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

5- عند معايرة حمض الخل بهيدروكسيد البوتاسيوم يكون الوسط عند نهاية

التفاعل أساسياً؟

لأن أيونات الخلات الناتجة عن المعايرة تسلك سلوك أساس ضعيف.

6- عند معايرة حمض الكبريت بهيدروكسيد الأمونيوم يكون الوسط عند

نهاية التفاعل حمضياً؟

لأن أيونات الأمونيوم الناتجة عن المعايرة تسلك سلوك حمض ضعيف.

.....

لا تيأس فالله هو الموفق

تم بعونه تعالى نهاية المكثفة لعام 2019 - 2020

مع تمنياتي لكم أحبابي بالتفوق والنجاح

سوريانا
التعليمية