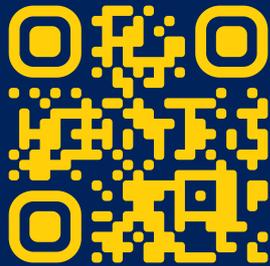
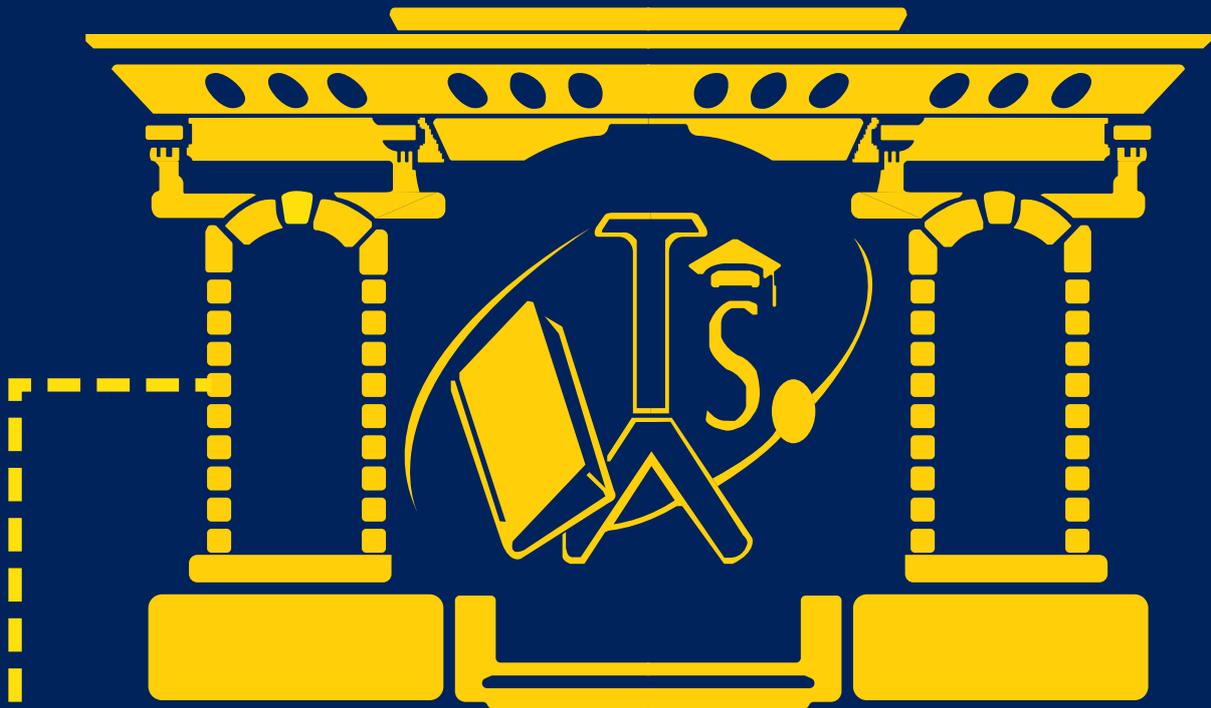
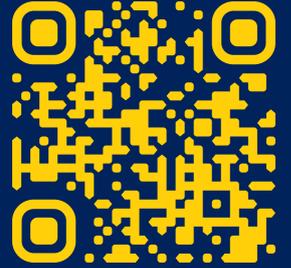




## Pixel Team Channel

انقر / امسح الرمز للانتقال  
الى قناة الفريق.



## Saade files Channel

انقر / امسح الرمز للانتقال  
الى قناة الملفات.



Pixel\_Team\_SAB



بِكسل - Pixel



PIXEL

# القائمة

اضغط على الأزرار للانتقال إلى المطلوب

سرعة التفاعل الكيميائي

الغازات

الحموض و الأسس

التوازن الكيميائي

المعايرة الحجمية

المحاليل المائية للأملاح





قوانين الغازات: يثبتت الحرارة وعدد المولات.  
تتعلق الغاز: بالضغط والحجم والحرارة وعدد المولات.

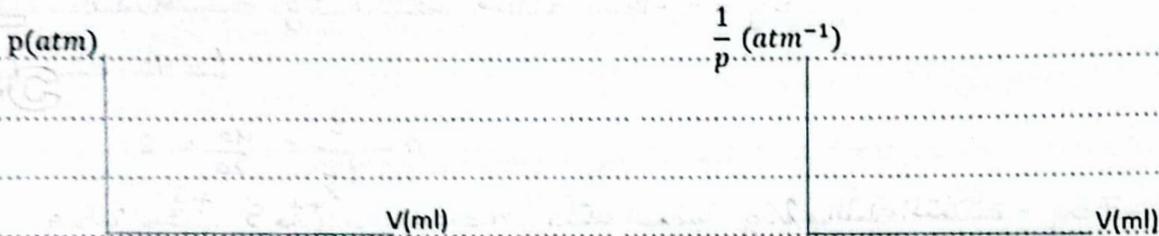
1- قانون بويل: العلاقة بين حجم الغاز وضغطه.

عندما يزداد الضغط المطبق على الغاز ينقص حجمه، ويكون ضغط الغاز هو الضغط المطبق، ويبقى عدد مولاته ثابتاً.

وبتثبيت درجة الحرارة يكون  $P \cdot V = \text{Const}$  يتناسب الضغط عكساً مع الحجم  $P \propto \frac{1}{V}$

أي: يتناسب حجم عينة من غاز عند درجة حرارة ثابتة عكساً مع ضغطه.

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



تطبيق: لدينا عينة من غاز NO<sub>2</sub> حجمها 1.5 L عند الضغط 5.6 x 10<sup>3</sup> Pa احسب حجم الغاز عندما يصبح ضغطه 1.5 x 10<sup>4</sup> Pa

بشبات درجة الحرارة.  
حسب بويل:  $P \cdot V = P' \cdot V'$   
 $V' = \frac{5.6 \times 10^3 \times 1.5}{1.5 \times 10^4} = 0.56 \text{ L}$   
 $5.6 \times 10^3 \times 1.5 = 1.5 \times 10^4 \times V'$

نشاط: يحوي مكبس غاز حجمه 1L عند الضغط النظامي، احسب قيمة الضغط المطبق عليه ليصبح حجمه 300mL مع بقاء درجة

الحرارة ثابتة 175°C

$$P' = \frac{1 \times 1}{300 \times 10^{-3}} = \frac{10}{3} = 3.3 \text{ atm}$$

$$P \cdot V = P' \cdot V'$$

$$P' = \frac{P \cdot V}{V'}$$

2- قانون شارل: العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته. دوماً الحرارة يزدادها بالكاليفن لازم تحويلها من لوكانوا من بعض الوحدات.

يتناقص حجم الهواء داخل بالون عند خفض درجة حرارته، وتكون نسبة حجم عينة من غاز إلى درجة حرارته المطلقة ثابتة بشبات الضغط.

أي:  $\frac{V}{T} = \text{const}$  يتناسب حجم عينة من غاز طرداً مع درجة حرارته المطلقة بشبات الضغط.

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

تطبيق:

يبلغ حجم عينة غاز 2.9 L عند درجة الحرارة 17°C احسب الحجم الذي تشغله هذه العينة عند تسخينها إلى الدرجة 38°C وبقاء الضغط ثابت

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2.9}{290} = \frac{V_2}{311} \Rightarrow V_2 = 3.11 \times 10^{-2} \text{ L}$$

$$T_1 = 17 + 273 = 290 \text{ K}$$

$$T_2 = 38 + 273 = 311 \text{ K}$$

نشاط:

يبلغ حجم عينة من غاز النيون 0.3 L عند الدرجة 330 K ، تُسخن هذه العينة إلى الدرجة 550 K مع بقاء الضغط ثابت . احسب حجم هذه العينة عندئذ.

الحول:  $V_1 = 0.3 \text{ L}$   $V_2 = ?$   $T_1 = 330 \text{ K}$   $T_2 = 550$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{0.3 \times 550}{330} = 0.5 \text{ (L)}$$

٣- قانون غاي - لوساك: العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة.

نسبة ضغط عينة من غاز إلى درجة حرارته المطلقة ثابتة بثبات الحجم  $\frac{P}{T} = \text{const}$

أي: يتناسب ضغط عينة من غاز طرداً مع درجة حرارة المطلقة عند ثبات الحجم.

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

تطبيق:

علبة معدنية تحوي غاز البوتان ، ضغطه 360 kPa عند درجة حرارة 27°C ، احسب قيمة الضغط الجديد للغاز في العلبة إذا تُركت في سيارة وارتفعت درجة حرارتها إلى 50°C في يوم حار (باهمال تمدد العلبة) كأَنوَاقِي بِشَرَاةِ الْحَمِّ .

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{360}{300} = \frac{P_2}{323}$$

$T_2 = 50 + 273 = 323 \text{ K}$   
 $T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$

$$P_2 = \frac{360 \times 323}{300} = 387.6 \times 10^{-1} \text{ kPa}$$

٤- قانون أفوغادرو: العلاقة بين عدد مولات الغاز وحجمه.

حجم مول واحد من أي غاز في الشرطين النظاميين (يساوي 22.4 L)  $(P = 1 \text{ atm}, T = 273 \text{ K})$  خاصة

يشغل مول واحد من أي غاز الحجم نفسه في الشروط نفسها من الضغط ودرجة الحرارة و يدعى الحجم المولي  $V_{mol}$  عامة

قانون أفوغادرو:  $V = V_{mol} \times n$  عدد المولات

$$\frac{V}{n} = \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = \dots = \text{const} \Rightarrow V_{mol}$$

تطبيق: دورة

عينة من غاز الأكسجين ( $O_2$ ) حجمها 12.2 L وعدد مولاتها 0.5 mol عند الضغط 1 atm ودرجة الحرارة 25°C

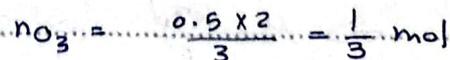
إذا تحول غاز الأكسجين  $O_2$  إلى غاز الأوزون  $O_3$  عند الضغط ودرجة الحرارة ذاتها. المطلوب حساب:

1- عدد مولات غاز الأوزون الناتج

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow \frac{12.2}{0.5} = \frac{12.2}{\frac{1}{3}}$$

2- حجم غاز الأوزون الناتج

$$V_2 = \frac{12.2 \times \frac{1}{3}}{0.5} = 8.13 \text{ L}$$



طريقة ثانية: حسب الحجم المولي  $V_{mol}$  في هذه الشروط من مولاتها

أي الغازين سلك سون السائل المثالي وأيهما ممتعي؟

Ne سلك سون السائل المثالي.

Co<sub>2</sub> سلك سون السائل الحقيقي.

ط. ناظمه.

\*- الغاز المثالي: هو غاز تتوفر فيه الشروط الآتية:

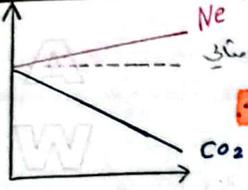
\* حجم جزيئات الغاز مهملة بالنسبة لحجم الوعاء الذي يشغله.

\* انعدام قوى التجاذب بين جزيئاته.

\* حركة جزيئاته عشوائية.

\* تصادمات جزيئاته مرنة.

٥- قانون الغازات العام: "معادلة الحالة للغاز المثالي"



فقط عندما نتختم  
خبرنا القوي  
بواسطة R المعطاة

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{P \cdot V}{nT} \rightarrow \frac{(atm \cdot L) \cdot mol^{-1} \cdot k^{-1} \cdot P_1 V_1}{Pa \cdot m^3 \cdot mol^{-1} \cdot k^{-1} \cdot T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{PV}{T} = nR$$

حيث R ثابت الغازات العام

$$R = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{k}^{-1}$$

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

تطبيق:

احسب ضغط عينة من غاز النيتروجين عدد جزيئاتها  $3.011 \times 10^{23}$  في حوجة حجمها 3L عند الدرجة  $27^\circ\text{C}$

مع العلم:  $R = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{k}^{-1}$  وعدد أفوغادرو  $6.022 \times 10^{23}$  تحول وحدة R المعطاة بالآلة.

$$n = \frac{N}{N(A)} = \frac{3.011 \times 10^{23}}{6.022 \times 10^{23}} = \frac{1}{2} \text{ mol}$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{1}{2} \times 8.314 \times 300}{3 \times 10^{-3}} = 415.700 \text{ Pa}$$

كثافة الغاز: (الكتلة الحجمية للغاز) استنتج علاقة كثافة الغاز بدرجة حرارته أو استنتج القانون الذي يجعل بموجبه إيجاد

تعطى كثافة الغاز بالعلاقة  $d = \frac{m}{V}$  وتقدر ب  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$  حيث  $m$  الكتلة،  $V$  الحجم. وفسر إجابتك.

$$P \cdot V = n \cdot RT \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{P}{RT} \Rightarrow \frac{m}{MV} = \frac{P}{RT} \Rightarrow d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

تناسب كثافة غاز طرداً مع ضغطه وكتلته المولية وعكساً مع درجة حرارته.

تطبيق:

غاز كثافته  $0.0847 \text{ g/L}$  عند درجة الحرارة  $17^\circ\text{C}$  والضغط  $1 \text{ atm}$  احسب الكتلة المولية لهذا الغاز.

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

نشاط:

$$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{k}^{-1}$$

غاز هيدروكربوني كثافته  $1.97 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  في الشرطين النظاميين ، احسب كتلته المولية  $C=12, H=1$

$$d = 1.97 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}, M = ?, p = 1 \text{ atm}, T = 0^\circ \rightarrow T = 273 \text{ K}$$

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow M = \frac{RTd}{P} \Rightarrow \frac{0.082 \times 273 \times 1.97}{1} = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

٦- قانون دالتون والضغط الجزئية:

الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة.

استنتج علاقة الضغط الكلي لمزيج غازي **بتيك درجة الحرارة والحجم**

من قانون الغازات العام  $P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$

$P_1 = n_1 \frac{RT}{V}$  ,  $P_2 = n_2 \frac{RT}{V}$  ,  $P_3 = n_3 \frac{RT}{V}$

$P_t = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \frac{RT}{V} = n_t \frac{RT}{V} \Rightarrow P_t \cdot V = n_t \cdot RT$

علاقة الضغوط الجزئية بالكسور المولية:

الضغط الجزئي  $\rightarrow \frac{P_i}{P_t} = \frac{n_i RT}{n_t RT} = \frac{n_i}{n_t}$   
 الضغط الكلي  $\rightarrow$

$P_i = X_i P_t$  نسمي النسبة  $X_i = \frac{n_i}{n_t}$  بالكسر المولي، لذا نكتب:

تطبيق:

احسب الضغط الجزئي لغاز النتروجين مقترأ ب atm عند مستوى سطح البحر إذا علمت أن نسبته 78% من مجمل الغازات المكونة للهواء.

علماً أن الضغط الجوي عند مستوى سطح البحر ياري 1 atm.

$X_{N_2} = \frac{P_{N_2}}{P_t} \Rightarrow \frac{78}{100} = \frac{P_{N_2}}{1} \Rightarrow P_{N_2} = 0.78 \text{ atm}$

قانون غراهام في الانتشار والتسرب: ترتيب الغازات حسب سرعة

نسبة سرعتي انتشار غازين في وسط ضمن الشروط نفسها من ضغط ودرجة حرارة تتناسب عكساً مع الجذر التربيعي لنسبة كتلتيهما المولية

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

مثال: رتب الغازات الآتية وفق تزايد سرعة انتشارها (أكسجين - ~~جلوسام~~ - نتروجين - هيدروجين - هيليوم)

علماً أن: He = 4 H = 1 O = 16 N = 14

He	H <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	الغاز	أوسع
4	2	28	32	M g.mol <sup>-1</sup>	O <sub>2</sub> N <sub>2</sub> He H <sub>2</sub>

ضروري

تزايد سرعة انتشار الغاز كلما نقصت كتلته المولية حسب غراهام

هون لازم انبه ميين فوفه ميين تحت

نشاط:

يستخدم غاز سداسي فلوريد اليورانيوم UF<sub>6</sub> في عمليات تخصيب الوقود النووي في المفاعلات النووية. احسب نسبة سرعة انتشار غاز

الهيدروجين H<sub>2</sub> إلى سرعة انتشار غاز سداسي فلوريد اليورانيوم UF<sub>6</sub>، حيث:  $M_{H_2} = 2 \text{ g.mol}^{-1}$  ,  $M_{UF_6} = 352 \text{ g.mol}^{-1}$

$\frac{v_{H_2}}{v_{UF_6}} = \sqrt{\frac{M_{UF_6}}{M_{H_2}}} = \sqrt{\frac{352}{2}} = \sqrt{176} \approx 13.3$

ضروري  
تحت لاف  
هنا طلب  
ففي السؤال

\* علل تزداد ضغط الغاز بازدياد درجة الحرارة عند ثبات الحجم (النسب طوي و غاي - لوسان) 12 لأنه بازدياد درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية

فيزداد تصادم جزيئاته بجدران الوعاء فيزداد الضغط

النظرية الحركية للغازات: نفس الغاز المثالي

تتضمن النظرية الحركية للغازات النقاط الآتية:

- 1 - عشوائية الحركة: تتحرك جزيئات الغاز بحركة عشوائية مستمرة وفق مسارات مستقيمة ضمن الحجم الذي يشغله الغاز.
- 2 - يهمل حجم جزيء الغاز مقابل حجم الغاز (نتيجة تباعد الجزيئات).
- 3 - تهمل قوى التأثير المتبادل بين جزيئات الغاز.

4 - لا يتغير متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بمرور الزمن، وتنتقل الطاقة بين الجزيئات من خلال التصادمات، بشرط بقاء درجة الحرارة ثابتة، وينتج ضغط الغاز نتيجة تصادم جزيئاته مع جدران الإناء الذي يحويه. *هو القوة على السطح*

5 - تزداد الطاقة الحركية لجزيئات الغاز بازدياد درجة الحرارة

نشاط: *صام صبا*  
 لماذا مزج غازي معين ما في تفاعل مثل الصور في كذا غاز لكي يتفاعل.

يُحضّر مزيج غازي مؤلف من 5% بوتان و 95% أرغون، بملء وعاء مملئ من الهواء حجمه 16.4 L بغاز البوتان حتى يصبح

ضغطه 1 atm، ثم يضاف غاز الأرغون Ar حتى يحقق النسبة السابقة مع ثبات درجة الحرارة 127°C. علماً أن:  $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

المطلوب حساب: 1 - كتلة غاز الأرغون في المزيج السابق عند درجة الحرارة 127°C.  
 2 - الضغط الكلي للمزيج النهائي.

أولاً: نكتب المعطيات: 5% بوتان، 95% أرغون.  $V = 16.4 \times 10^{-3} \text{ L}$ ,  $P = 1 \text{ atm}$  بوتان

$T = 127 + 273 = 400$

$$X_{\text{بوتان}} = \frac{n_{\text{بوتان}}}{n_t} = \frac{5}{100} = \frac{P_{\text{بوتان}}}{P_t}$$

$$X_{\text{أرغون}} = \frac{n_{\text{أرغون}}}{n_t} = \frac{95}{100} = \frac{P_{\text{أرغون}}}{P_t}$$

<p>المطلوب: <math>P_{\text{بوتان}}</math></p> <p><math>\frac{5}{100} = \frac{1}{P_t} \rightarrow P_t = 20 \text{ atm}</math></p> <p>طريقة ثانية: <math>P_{\text{أرغون}} = P_t - P_{\text{بوتان}} = 20 - 1 = 19 \text{ atm}</math></p> <p><math>P_{\text{أرغون}} \cdot V = n_{\text{أرغون}} RT \rightarrow P_t = P_{\text{أرغون}} + P_{\text{بوتان}}</math></p>	<p>نحوض بالكسر المولي للأرغون:</p> <p><math>X_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_t}</math></p> <p><math>\frac{95}{100} = \frac{n_{\text{Ar}}}{10} \rightarrow n_{\text{Ar}} = 9.5 \text{ mol}</math></p> <p><math>n = \frac{m}{M}</math></p> <p><math>m_{\text{Ar}} = nM = 9.5 \times 40 = 380 \text{ g}</math></p>	<p>المطلوب: <math>n_{\text{بوتان}}</math></p> <p><math>P_{\text{بوتان}} \cdot V = n_{\text{بوتان}} RT = \frac{1 \times 16.4 \times 10^{-3}}{8 \times 10^{-3} \times 400}</math></p> <p><math>n_{\text{بوتان}} = \frac{1}{2} = 0.5 \text{ mol}</math></p> <p>نحوض بالكسر المولي للبوتان:</p> <p><math>X_{\text{بوتان}} = \frac{n_{\text{بوتان}}}{n_t} = \frac{0.5}{10} = \frac{5}{100}</math></p> <p><math>n_t = 10 \text{ mol}</math></p>
--	---	---

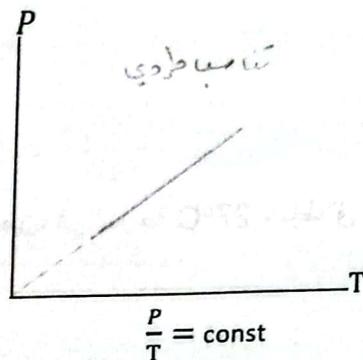
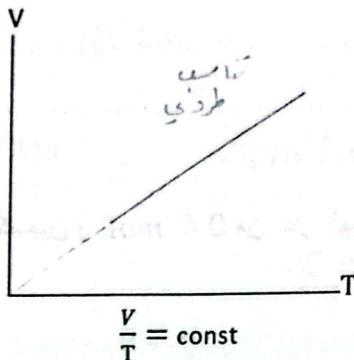
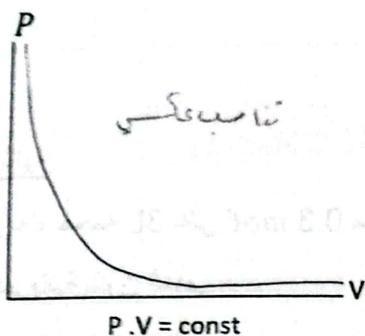
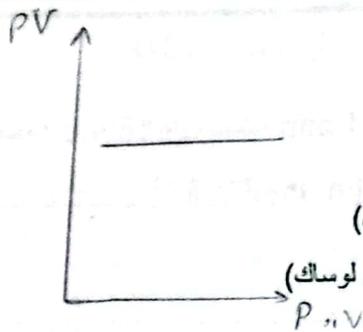
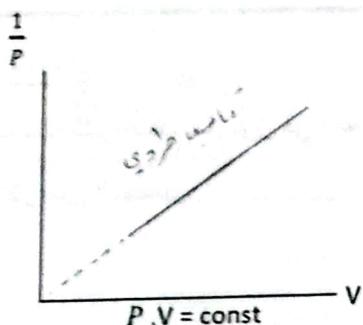
99% من مسائل الطرفين يتفاد من حساب عدد المولات إلا فكرة الغاز الطبيعي الجود.

1- ارسم الخط البياني في كل من الحالات الآتية:

(أ) علاقة الضغط بالحجم (قانون بويل)

(ب) علاقة الحجم بدرجة الحرارة المطلقة (قانون شارل)

(ج) علاقة الضغط بدرجة الحرارة المطلقة (قانون غاي لوساك)



1 atm و 273 K

2- احسب قيمة R لمول واحد من أي غاز في الشرطين النظاميين، ثم أعدي الحساب في جملة الوحدات الدولية حيث الضغط النظامي

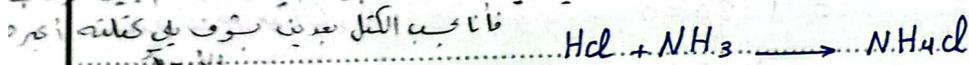
تذكرة:  $1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$   $P = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$  ضغط

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ (atm)} \times 22.4 \text{ (L)}}{1 \text{ (mol)} \times 273 \text{ (K)}} = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$R = \frac{1.01325 \times 10^5 \text{ (Pa)} \times 22.4 \times 10^{-3} \text{ (m}^3\text{)}}{1 \text{ (mol)} \times 273 \text{ (K)}} = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

3- وضعت عبوتان من محلول مركز لحمض كلور الماء ومحلول مركز للنشادر بجانب بعضهما وتزرع الغطاء عن كل منهما، فلاحظ تشكل

أبخرة بيضاء بالقرب من عبوة الحمض، اكتب معادلة التفاعل وفسر ما حدث. لو ما قاي وين شكلت الأبخرة البيضاء كان لادم عميل نحو الأبخرة



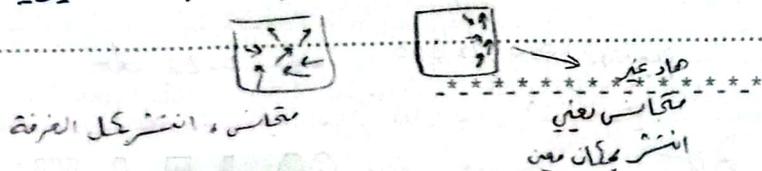
أرى شكل الأبخرة البيضاء من قرب عبوة الحمض. يعني: انتشار النشادر خارج عبوتها. وأن سرعة انتشار

HCl هي الأبطأ. السبب: ص.ب. قانون غراهام سرعة الانتشار  $v \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$

و.ب. الكتل:  $M_{\text{NH}_3} < M_{\text{HCl}}$

4- عند رش كمية صغيرة من العطر في غرفة تنتشر الرائحة في كل أرجاء الغرفة. فسر ذلك

بسبب الحركة العشوائية لجزيئات الغاز حيث تتحرك في كل اتجاه تقريباً







## الوحدة الثالثة

حركية التفاعلات الكيميائية

الدرس الأول: سرعة التفاعل الكيميائي

مدارس الأفاضل النموذجية  
الخاصة للبنات

A  
W  
A  
E  
L  
SC

تذكرة:

التركيز المولي:  $C = \frac{n}{V}$  (mol.l<sup>-1</sup>) حيث  $n$ : عدد المولات (mol) و  $V$ : الحجم (L)

التركيز الغرامي:  $C = \frac{m}{V}$  (g.l<sup>-1</sup>) حيث  $m$ : الكتلة (g)

العلاقة بين التركيزين:  $C \text{ (mol.l}^{-1}\text{)} = \frac{C \text{ (g.l}^{-1}\text{)}}{M}$  حيث  $M$ : الكتلة المولية (g.mol<sup>-1</sup>)

تركيز الغاز:  $C = \frac{\text{عدد مولات الغاز}}{\text{حجم الوعاء الذي يشغله}}$

- عند وجود أكثر من غاز في الوعاء فإن كل غاز يشغل حجم الوعاء كما لو كان لوحده.
  - إذا زدنا ضغط الغاز مع بقاء درجة حرارته ثابتة، ينقص حجمه و يزداد تركيزه بنفس النسبة والعكس صحيح.
- تدريب: نضع 0.5 mol من غاز في وعاء حجمه 10L، ونزيد الضغط إلى مثلي ما كان عليه مع بقاء درجة الحرارة ثابتة. احسب تركيز هذا الغاز قبل وبعد زيادة الضغط.

$p' = 2p \Rightarrow C' = 2C \Rightarrow V' = \frac{V}{2} = \frac{10}{2} = 5L$

$C = \frac{n}{V} = \frac{0.5}{10} = 0.05 \text{ mol.l}^{-1}$

$C' = 2 \times 0.05 = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$  |  $V' = \frac{V}{2} = 5L$  |  $C' = \frac{n}{V'} = \frac{0.5}{5} = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$

تركيز المحلول:  $C = \frac{\text{عدد مولات المادة المنحلة}}{\text{حجم محلولها}}$

- يهمل حجم المادة المنحلة أمام حجم محلولها.
- عند وجود أكثر من مادة منحلة في المحلول يحسب تركيز كل مادة كما لو كانت لوحدها في المحلول.
- لا يرافق تمديد المحلول بالماء تغير في عدد مولات المادة المنحلة.

$n \text{ (بعد التمديد)} = n \text{ (قبل التمديد)}$

$C.V = C'.V'$

ويكون حجم الماء المقطر المضاف =  $V' - V$

تطبيق: نضيف إلى 20mL من محلول حمضي تركيزه 0.1 mol.l<sup>-1</sup>، 80mL من الماء، احسب تركيز المحلول بعد التمديد.

$C' = \frac{0.1 \times 20}{100} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

بعد التمديد  $n = n$  قبل التمديد  $V' = V + V_{\text{H}_2\text{O}}$

$C.V = C'.V' = 20 + 80 = 100 \text{ mL}$   
 $15 \times 0.1 \times 20 = C'(100)$

دائماً تركيز الصلبة وتركيز الماء ثابت.

$$C = \frac{\text{عدد مولاته}}{\text{حجمه}} = \text{ثابت} \quad \text{تركيز الصلب:}$$

ملاحظات:

الماء المقطر

• تركيز المادة الصلبة ثابت وكذلك تركيز السائل الصرف ثابت أيضاً لأن تغيير عدد المولات يؤدي إلى تغيير الحجم بنفس النسبة.

• عند مزج محلولين يصبح حجم المحلول بعد المزج مجموع الحجمين، ولا يتغير عدد مولات كل من المادتين المنحلّتين.

• ويحسب التركيز الجديد بعد المزج كما يأتي:  $n \text{ (بعد المزج)} = n \text{ (قبل المزج)}$

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$V' = V_1 + V_2$$

حيث:

$$C'_1 = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2}$$

$$C'_2 = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

$C'_1$  تركيز المحلول الأول بعد المزج

$C'_2$  تركيز المحلول الثاني بعد المزج

تطبيق:

نضيف 200mL من محلول المادة A ذي التركيز  $0.5 \text{ mol.l}^{-1}$  إلى 300mL من محلول المادة B ذي التركيز  $1 \text{ mol.l}^{-1}$  احسب تركيز كل من المحلولين بعد المزج.

$$V' = V_1 + V_2 = 500 \text{ mL}$$

$$n \text{ قبل المزج} = n \text{ بعد المزج}$$

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$C' = \frac{C \cdot V}{V'}$$

$$C'_A = \frac{0.5 \times 200}{500} = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$C'_B = \frac{1 \times 300}{500} = \frac{3}{5} = 0.6 \text{ mol.l}^{-1}$$

A  
W  
A  
E  
L  
SC

**سرعة التفاعل الكيميائي :**

تصنف التفاعلات الكيميائية من حيث سرعتها:

بطيئة جداً: شكل النفط والغاز

بطيئة: صدأ الحديد

سريعة: احتراق البنزين

سرعة التفاعلات الكيميائية:

نشاط : يحدث التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية:  $A(g) \rightarrow B(g)$  في وعاء حجمه L (1) وفق الجدول الآتي:

80	40	20	0	t (s)
0	0.3	0.54	1	[A] mol.l <sup>-1</sup>
1	0.7	0.46	0	[B] mol.l <sup>-1</sup>

١. احسب تغير تركيز كل من A, B تغير الزمن (0 ← 20) ومن (20 ← 40)

٢. مثل بيانياً تغير تركيز كل من B, A خلال سير التفاعل ، ماذا تستنتج؟

١) تغير تركيز A خلال (0 ← 20) S للمعادلة مع تعقبي سيني تركيزها من الجانب

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{0.54 - 1}{20 - 0} = \frac{0.46}{20} = -\frac{0.23}{10} = -0.023 \text{ mol.l}^{-1}\text{.s}^{-1}$$

تغير تركيز A خلال (20 ← 40)

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{0.3 - 0.54}{40 - 20} = \frac{-0.24}{20} = -\frac{0.12}{10} = -0.012 \text{ mol.l}^{-1}\text{.s}^{-1}$$

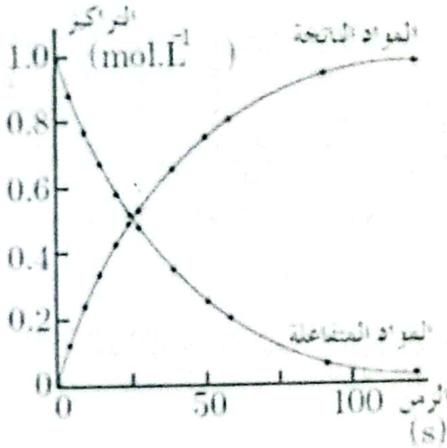
تغير تركيز B خلال (20 ← 40)

$$\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{0.46 - 0}{20 - 0} = \frac{0.46}{20} = 0.023 \text{ mol.l}^{-1}\text{.s}^{-1}$$

تغير تركيز B خلال (40 ← 20)

$$\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{0.7 - 0.46}{40 - 20} = \frac{0.24}{20} = 0.012 \text{ mol.l}^{-1}\text{.s}^{-1}$$

(٢)



استنتج أن: السرعة الوسطية لاستهلاك A  $v_{avg}(A) = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$

السرعة الوسطية لتشكل B  $v_{avg}(B) = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$

السرعة الوسطية للتفاعل السابق:  $v_{avg} = v_{avg}(B) = v_{avg}(A)$

تعميم: يتم التفاعل العام الآتي في وسط متجانس:  $mA + nB \rightarrow pC + qD$

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

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

مثال: ليكن لدينا التفاعل الآتي:  $A(g) + 3B(g) \rightarrow 2C(g)$

اكتب العلاقة المعبرة عن السرعة الوسطية لاستهلاك B والسرعة الوسطية لتكون C واكتب العلاقة التي تربط بين هاتين سرعتين

$$v_{avg}(B) = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} \quad v_{avg}(C) = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} \quad v_{avg}(B) = \frac{v_{avg}(C)}{3}$$

المسألة الأولى (الكتاب): يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة  $C_4H_{8(g)} \rightarrow 2C_2H_{4(g)}$  وقد تم تعيين تغير تركيز  $C_4H_8$  وفق الجدول الآتي:

0.63	0.69	0.76	0.83	0.90	1	$C_4H_8$ mol.L <sup>-1</sup>
50	40	30	20	10	0	t (s)

المطلوب: 1- اكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك المادة المتفاعلة والسرعة الوسطية لتشكل المادة الناتجة.

2- اكتب عبارة السرعة الوسطية للتفاعل السابق.

3- احسب السرعة الوسطية لاستهلاك  $C_4H_8$  بين اللحظتين S (10 ← 0) ، واللحظتين S (40 ← 50)

4- احسب السرعة الوسطية لتشكل  $C_2H_4$  بين الزمنين S (20 ← 30) نسبة  $V_{avg}$  بنفس الزمن مع مما العلامة

بين سرعتين  $C_4H_8$  و  $C_2H_4$

$$V_{avg}(C_2H_4) = 2 \times 0.007 = 14 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$$

المطلب الأول:

$$V_{avg}(C_4H_8) = -\frac{\Delta[C_4H_8]}{\Delta t}$$

$$V_{avg}(C_2H_4) = +\frac{\Delta[C_2H_4]}{\Delta t}$$

2-:

$$V_{avg} = \frac{V_{avg}(C_4H_8) = V_{avg}(C_2H_4)}{2}$$

تدريب خارجي: أجب بوضع أو خطأ من أجل لتفاعل



المطلب الثالث:

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

X ما مخط أو صواب عند سرعة المادة.

$$V_{avg}(B) = V_{avg}(D)$$

المطلب الرابع:

$$V_{avg} = V_{avg}(B) = V_{avg}(D)$$

X لأنو بالتفاعل

لازم مخط الأعداد

لأن:

سرعة المادة = السرعة الوسطية  
أمثال هذه المادة. للتفاعل

$$V_{avg}(C_4H_8) = -\frac{\Delta[C_4H_8]}{\Delta t}$$

$$= -\frac{(0.90-1)}{10-0} = -\frac{0.90-1}{10} = \frac{0.1}{10} = 0.01 \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$$

$$= -\frac{(0.63-0.69)}{50-40} = -\frac{0.63+0.69}{10} = \frac{0.06}{10} = 0.006 \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$$

$$V_{avg}(C_4H_8) = \frac{V_{avg}(C_2H_4)}{2}$$

$$V_{avg}(C_2H_4) = 2 V_{avg}(C_4H_8)$$

$$V_{avg}(C_4H_8) = -\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = -\frac{(0.76-0.83)}{30-20}$$

$$= -\frac{0.76+0.83}{10} = \frac{0.07}{10}$$

$$= 0.007 \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$$



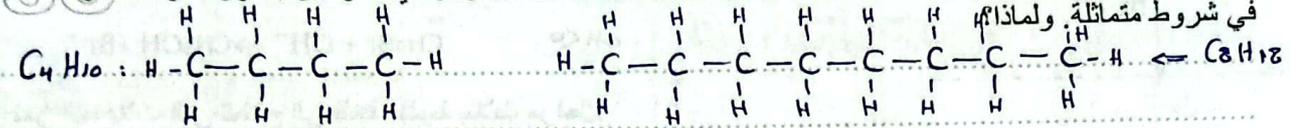
\*- نشاط: يحترق كل من الكبريت و الفوسفور كما هو مبين في المخططين البيانيين السابقين، حدد على كل من الشكلين طاقة التنشيط وحرارة التفاعل  $\Delta H$  وبين أي التفاعلين أسرع ولماذا؟  
 إن تفاعل احتراق الفوسفور هو الأسرع لأن طاقة تنشيطه أقل. وبالتالي عدد جزيئات التي تملك طاقة تنشيط أكبر.

## العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

### 1. طبيعة المواد المتفاعلة:

تتعلق سرعة التفاعل الكيميائي بطبيعة المواد المتفاعلة. تزداد سرعة التفاعل كلما قلت قيمة طاقة الروابط في المواد المتفاعلة

نشاط 1: اكتب الصيغة المنشورة لكل من البوتان  $C_4H_{10}$  والأوكتان  $C_8H_{18}$  وبين أي المركبين يحترق بسرعة أكبر في شروط متماثلة. ولماذا؟



احتراق البوتان أسرع من الأوكتان في نفس الشرط لأن عدد الروابط  $C-C$  و  $C-H$  في البوتان أقل

نشاط 2: اكتب معادلتني تفاعل كل من غاز الكلور وغاز الفلور مع غاز الهيدروجين. وبين أي التفاعلين أسرع؟ ولماذا؟

علماً أن طاقة الرابطة في الفلور  $156.9 \text{ KJ.mol}^{-1}$  وفي الكلور  $243 \text{ KJ.mol}^{-1}$

إن تفاعل  $H_2$  مع  $F_2$  هو الأسرع لأن طاقة الرابطة  $\Delta H_b$   $F-F$   $<$   $\Delta H_b$   $Cl-Cl$

المادة  
للإشارة  
للتقليل  
الرابطة

علا تزداد سرعة التفاعل بازدياد درجة الحرارة؟

2. درجة الحرارة: رفع درجة الحرارة يزيد من عدد الجزيئات التي تملك طاقة حركية أكبر أو تساوي طاقة التنشيط فيزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

3. الوسيط: يغير من سرعة التفاعل الكيميائي القابل للحدوث دون أن يتغير في نهاية التفاعل. وهو حفاز عندما يسرع التفاعل ومثبط عندما يبطئ التفاعل، ويعمل الحفاز على تغيير آلية حدوث التفاعل وفق تفاعلات طاقة تنشيطها أقل من طاقة تنشيط التفاعل الأصلي.

### ملاحظات: علا

\* تضاف المواد الحافظة للأغذية لإطالة فترة حفظها. لأن هذه المواد تبطئ من سرعة تفاعل تحللها.

\* لزيادة سرعة تفكك الماء الأكسجيني يضاف أيون البروم بوساط حمضي.  $2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$

\* تلعب الأنزيمات دور المحفز أو المثبط لضبط التفاعلات الكيميائية داخل جسم الكائن الحي.

### 4. تأثير التركيز: (للمواد المتفاعلة):

تزداد سرعة التفاعل المتجانس (أطوار متماثلة) بزيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو كليهما  $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$

وفي التفاعلات غير المتجانسة (أطوار مختلفة) مثل:  $2HCl(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$

تزداد سرعة هذا التفاعل بزيادة تركيز الحمض أو تحويل  $CaCO_3$  إلى مسحوق فتزداد مساحة السطح المعرض للتفاعل.

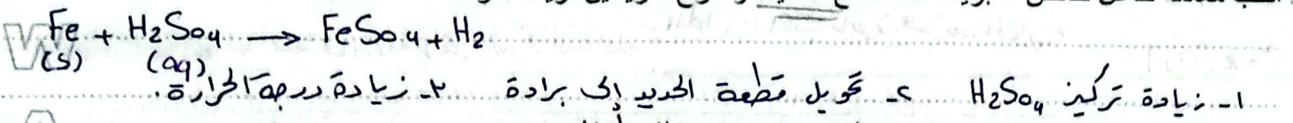
يحترق الصوف المعدني في الهواء حيث نسبة الأكسجين 21%، أما عندما تكون نسبة الأكسجين 100% فتكون سرعة الاحتراق أكبر بكثير.

مقارنة: كلفن من طور واحد يعني كلفن مخازن أو كلفن سوائل  
عند مقارنة: من طورين مختلفين

الصلب تليده ثابت

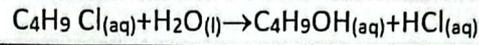
المعادن المنقول: برادة، أمالاي صلب تاي نكتب مسوفة

تدريب: دائماً الحديد تكافؤ في بكل البكوريا لا نومود  
اكتب معادلة تفاعل حمض الكبريت الممدد مع الحديد، واقترح طريقتين لزيادة سرعة هذا التفاعل.



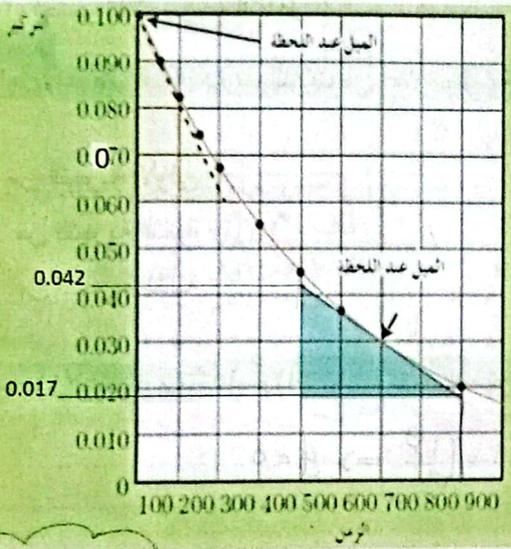
قانون سرعة التفاعل اللحظية  
١- حساب السرعة اللحظية بيانياً: ولا مرة اجت؛  
إذاما قال نوع السرعة معناها خطية الوسيطة بقول سرعة وسيطة

يبين الجدول الآتي تركيز كلورو اليوتان خلال لحظات محددة من سير التفاعل:



الزمن (s)	0	100	200	300	400	500	800	10000
$[C_4H_9Cl] mol.L^{-1}$	0.10	0.08	0.06	0.05	0.04	0.03	0.02	0

ارسم المنحني البياني المعبر عن تغير تركيز  $C_4H_9Cl$  بدلالة الزمن واحسب ميل المماس عند اللحظة  $t=0$  وعند اللحظة  $t=600$  عند بداية التفاعل  $t=0$



من المماس  $\frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1}$

ميل المماس  $= \frac{0.06 - 0.1}{200 - 0} = -2 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$

وفي اللحظة:  $t=600$   $v_0 = -\frac{dc}{dt} = +2 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$

ميل المماس  $= \frac{0.017 - 0.042}{800 - 400} = -6.3 \times 10^{-5} mol.L^{-1}.s^{-1}$

نستنتج: تمثل قيمة ميل المماس عند لحظة محددة قيمة السرعة اللحظية للتفاعل.

السرعة اللحظية للمواد المتفاعلة  $v = -\frac{dc}{dt}$

السرعة اللحظية للمواد الناتجة  $v = +\frac{dc}{dt}$

تحدث بمرحلة واحدة

٢- حساب السرعة اللحظية رياضياً: ليكن لدينا التفاعل الأولي الممثل بالمعادلة الآتية: نواتج  $mA(g) + nB(g) \rightarrow$

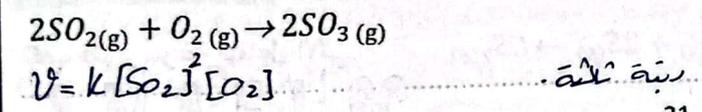
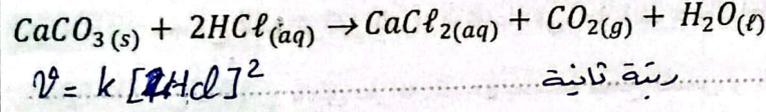
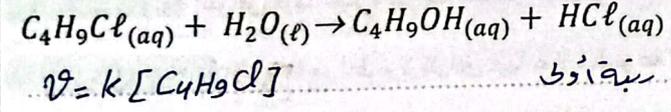
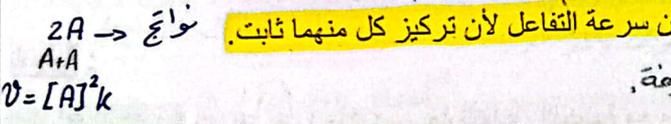
تتناسب سرعة التفاعل الأولي اللحظية طردياً مع جداء تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعاً كل منها لأس عدد أمثاله التفاعلية

$v = k[A]^m[B]^n$   $mol.L^{-1}.s^{-1}$  تفكر سرعة التفاعل بـ  $v \sim [A]^m[B]^n$   $A \rightarrow$  نواتج  $A \rightarrow$  نواتج  $v = k[A]$   $A+B \rightarrow$  نواتج  $v = k[A][B]$

١) ثابت سرعة التفاعل يتعلق بدرجة الحرارة وبطبيعة المواد المتفاعلة

لا يدخل تركيز المادة الصلبة ولا السائلة الصرفة مثل الماء في قانون سرعة التفاعل لأن تركيز كل منهما ثابت.

اكتب عبارة سرعة التفاعل لكل من التفاعلات الآتية: مضيفة.



التفاعل:  $\leftarrow$  أولي: يحدث بمرحلة واحدة.  $\leftarrow$  يعرفه القانون من المعادلة بين الأمتان الأساس. (تتوافق منها عبارة سرعة اللحظية مع المعادلة النظرية: يعطينا مراحل التفاعل السريعة والبطيئة ونحن نكتب عبارة سرعة المرحلة عند أولي: يحدث بعدة مراحل  $\leftarrow$  نظري:  $v = k[A]^x[B]^y$   $\leftarrow$  عملي:  $v = k[A]^x[B]^y$   $\leftarrow$  الأبطأ

رتبة التفاعل: في التفاعل الآتي:  $A + B \rightarrow C$   
 قيست السرعة الابتدائية لهذا التفاعل بدلالة تركيز المواد المتفاعلة

المطلوب: اكتب قانون السرعة: الجواب:  $v = k[O_3]$

رقم التجربة	[A] mol.L <sup>-1</sup>	[B] mol.L <sup>-1</sup>	سرعة التفاعل mol.L <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup>
1	0.1	0.1	4.0 × 10 <sup>-5</sup>
2	0.1	0.2	4.0 × 10 <sup>-5</sup>
3	0.2	0.1	16 × 10 <sup>-5</sup>

بفرض أن عبارة سرعة هذا التفاعل:  $v = k[A]^x[B]^y$   
 1- استنتج قيمة كل من x, y اعتماداً على الجدول السابق.  
 2- اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية واستنتج رتبته.  
 3- احسب ثابت سرعة التفاعل

نكتب بالتفصيل

الحل: نعوض قيم التجارب الثلاث في عبارة سرعة التفاعل: نفوض:

- من التجربة الأولى .....  $v_1 = 4 \times 10^{-5} = k(0.1)^x(0.1)^y$   
 من التجربة الثانية .....  $v_2 = 4 \times 10^{-5} = k(0.1)^x(0.2)^y$   
 من التجربة الثالثة .....  $v_3 = 16 \times 10^{-5} = k(0.2)^x(0.1)^y$

اقسم (1) على (2) ثم أقسم (3) على (1) واستنتج قيم x, y نسب:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{4 \times 10^{-5}}{4 \times 10^{-5}} = \frac{k(0.1)^x(0.1)^y}{k(0.1)^x(0.2)^y} = \left(\frac{0.1}{0.2}\right)^y = \left(\frac{1}{2}\right)^y \Rightarrow 1 = \left(\frac{1}{2}\right)^y \Rightarrow y = 0$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{16 \times 10^{-5}}{4 \times 10^{-5}} = \frac{k(0.2)^x(0.1)^y}{k(0.1)^x(0.1)^y} = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^x = 2^x \Rightarrow 4 = 2^x \Rightarrow x = 2$$

$$v = k[A]^2[B]^0 \Rightarrow v = k[A]^2$$

رتبة هذا التفاعل:  $x + y = 2 + 0 = 2$

حساب ثابت سرعة التفاعل K ليس له وحدة. النتيجة:  
 ليس له وحدة.  $K = \frac{v}{[A]^2} = \frac{4 \times 10^{-5}}{(0.1)^2} = \frac{4 \times 10^{-5}}{10^{-2}} = 4 \times 10^{-3}$  ليس له وحدة.

التفاعلات الأولية: تتوافق فيها عبارة سرعة التفاعل اللحظية مع معادلة التفاعل المعطاة

التفاعلات غير الأولية: تتم بعدة مراحل ولا تتوافق فيها عبارة السرعة اللحظية مع معادلة التفاعل وتعطى عبارة السرعة اللحظية للمرحلة الأبطأ

رتبة التفاعل: مجموع أسس تراكيز المواد المتفاعلة في عبارة سرعة التفاعل

تفاعلات ذات الرتبة صفر: تتعلق سرعة التفاعل بمساحة سطح التماس أو الحفاز.

اكتب قانون سرعة التفاعل الآتي:  $C(s) + 2S(s) \rightarrow CS_2(g)$   $v = k$

ملاحظة: هناك تفاعلات من الرتبة صفر وتصلها السرعة بعدة عوامل منها مساحة السطح المعرض للتفاعل (سطح التماس) أو الحفاز.

بما أن السرعة ثابتة معناها  $\Delta t$  ثابتة  
أولاً  $y = 0$  وبذلك يكون  $v$  هو  $v_1$   
متغير لأن  $x$  هو المتغير

تطبيق: يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة:  $NO_2(g) + CO(g) \rightarrow NO(g) + CO_2(g)$

يبين الجدول الآتي سرعة التفاعل الابتدائية في عدة تجارب.

التجربة	$[NO_2] \text{ mol.l}^{-1}$	$[CO] \text{ mol.l}^{-1}$	$v_0 (\text{mol.l}^{-1}.s^{-1})$
1	0.10	0.1	0.0021
2	0.20	0.1	0.0084
3	0.20	0.2	0.0084

١. اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية واستنتج رتبته.  
٢. احسب ثابت سرعة التفاعل.

$$v = k [NO_2]^x [CO]^y$$

$$v_1 = k (0.1)^x (0.1)^y = 21 \times 10^{-4}$$

$$v_2 = k (0.2)^x (0.1)^y = 84 \times 10^{-4}$$

$$v_3 = k (0.2)^x (0.2)^y = 84 \times 10^{-4}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{84 \times 10^{-4}}{21 \times 10^{-4}} = \frac{k(0.2)^x (0.1)^y}{k(0.1)^x (0.1)^y}$$

$$4 = 2^x \Rightarrow x = 2$$

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{84 \times 10^{-4}}{84 \times 10^{-4}} = \frac{k(0.2)^x (0.2)^y}{k(0.2)^x (0.1)^y}$$

$$1 = 2^y \Rightarrow y = 0$$

$$v = k [NO_2]^2 [CO]^0$$

$$v = k [NO_2]^2$$

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

$$k = \frac{21 \times 10^{-4}}{10^{-2}} = 21 \times 10^{-2}$$

أول شيء يطرح على نوع التفاعل إذا

أقوى:  $v = k[A][B]^2$

التفاعل غير أوي:  $v = k[A]^2[B]$

السرعة الابتدائية هي أعظم سرعة لأن الزاكن تكون أعظم شيئاً

مسألة: ليكن لدينا التفاعل الأولي الآتي:  $A(g) + 2B(g) \rightarrow 2C(g)$

فإذا علمت أن:  $K = 10^{-2}$ ,  $[A]_0 = 0.5 \text{ mol.l}^{-1}$ ,  $[B]_0 = 0.4 \text{ mol.l}^{-1}$

- احسب السرعة الابتدائية لهذا التفاعل.
- احسب سرعة التفاعل بعد زمن ينقص فيه  $[A]$  بمقدار  $0.1 \text{ mol.l}^{-1}$  من الظروف.
- ما تركيز كل من  $C$ ,  $B$  عندما يصبح  $[A] = 0.3 \text{ mol.l}^{-1}$  وما سرعة التفاعل عندئذ؟

$$[B] = 0.4 - 2x = 0.4 - 2(0.1) = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

نفوض بالسرعة:

$$v = 10^{-2} (0.4)(0.2)^2$$

$$v = 16 \times 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$$

$$[A] = 0.3, [B] = ?, [C] = ?$$

$$0.5 - x = 0.3 \Rightarrow x = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

نفوض بالتركيز:

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

$$[B] = 0.4 - 2x = 0.4 - 0.4 = 0 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$v = 10^{-2} (0.3)(0)^2$$

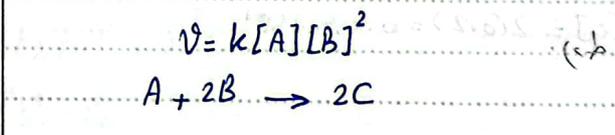
$$v = 0 \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$$

$$v = k[A][B]^2$$

$$v = 10^{-2} (0.5)(0.4)^2$$

$$= 80 \times 10^{-5}$$

$$= 8 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}.s^{-1}$$



$C_1 = 0.5$	$C_2 = 0.4$	0
$-x$	$-2x$	$+2x$
$0.5-x$	$0.4-2x$	$2x$

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

نفوض بالتركيز في اللحظة المدروسة:

$$[A] = 0.5 - x = 0.5 - 0.1 = 0.4 \text{ mol.l}^{-1}$$

نتيجة: يتوقف التفاعل (تتعدم السرعة) بانتهاء إحدى

المادتين المتفاعلتين (الأمل) أو كليهما كحالة خاصة

التراكيز بعد المزج هي التراكيز الابتدائية لأن حدوث تفاعل يجب أن يتصاحبه الدقافة.

نظام  
استراتيجية  
حل المسألة

المسألة الثانية (كتاب): مزج 600 ml من المادة A ذات التركيز  $0.8 \text{ mol.L}^{-1}$  مع 200 ml من المادة B ذات التركيز

$0.8 \text{ mol.L}^{-1}$  لتتشكل المادة C في شروط مناسبة وفق التفاعل الأولي الآتي:  $3A(aq) + B(aq) \rightarrow 2C(aq)$

1. اكتب عبارة سرعة التفاعل وما ترتبته 2. احسب سرعة التفاعل الابتدائية بفرض  $K=0.1$

3. احسب تركيز المادة C وسرعة التفاعل عندما يتفاعل 20% من المادة A

4. احسب سرعة التفاعل عندما يصبح تركيز المادة C مساوياً  $0.2 \text{ mol.L}^{-1}$

5. ما هي تراكيز كل من C, B, A عند توقف التفاعل.

عند  
تفاعل  
سواء  
توقف  
تفاعل

$v = k [A]^3 [B]$  نعوض بالسرعة:

$= 0.1 \cdot (0.48)^3 \cdot (0.16) = 1.769472 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

$2x = 0.2 \Rightarrow x = 0.1$  (ط 4)

نعوض بالتراكيز

$[A] = 0.6 - 3x = 0.6 - 0.3 = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$

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

نعوض بالسرعة:

$v = 0.1 \cdot (0.3)^3 \cdot (0.1)$

$v = 2.7 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

(ط 5): عند توقف التفاعل:

$v = k [A]^3 [B]$

$[A] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$

$[B] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$

$0.6 - 3x = 0 \Rightarrow x = 0.2$

$[B] = 0.2 - 0.2 = 0 \text{ mol.L}^{-1}$

$[C] = 2(0.2) = 0.4 \text{ mol.L}^{-1}$

ملاحظة: في هذه الحالة عند توقف التفاعل انتهت A و B معاً لأن:

$\frac{[A]_0}{3} = \frac{[B]_0}{1}$

أشكال A أشكال B

أي المزيج الابتدائي بنفس نسبة أشكال التفاعل

$v = k [A]^3 [B]$

نسبة التفاعل = 3 + 1 = 4

$v = v_1 + v_2$

بعد المزج  $n = n'$  قبل المزج

$C_A = [A_0] = \frac{0.8 \times 600}{800} = 0.6 \text{ mol.L}^{-1}$

$C_B = [B_0] = \frac{0.8 \times 200}{800} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$

$v = 0.1 \cdot (0.6)^3 \cdot (0.2)$

$v = 4.32 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

(ط 3):  $v = ?$  و  $[C] = ?$

عندما يتفاعل 20% من A



0.6	0.2	0
-3x	-x	+2x
0.6-3x	0.2-x	2x

كل مطابق مقبول  
تفاعل  
في البداية  
يصبح في البداية

كل 100 يتفاعل منها 20 من A

كل 0.6 من A يتفاعل منها 3x

$3x = \frac{20 \times 0.6}{100} = 0.12 \Rightarrow x = 0.04 \text{ mol.L}^{-1}$

نعوض بتراكيز اللحظة المدروسة:

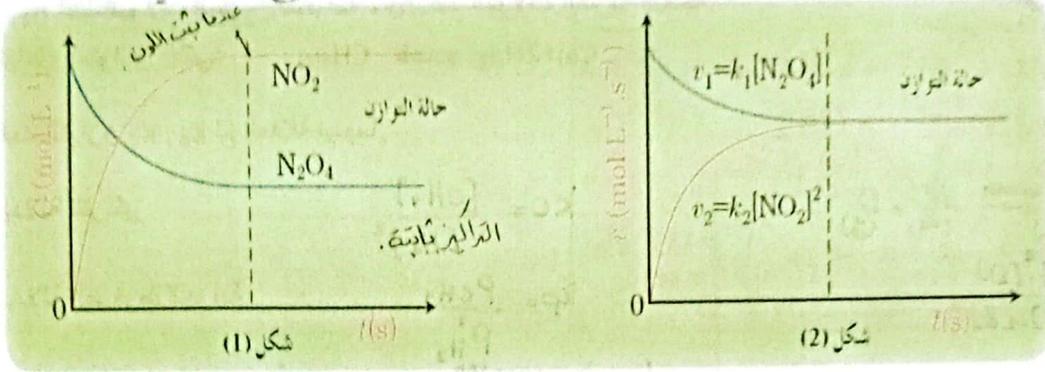
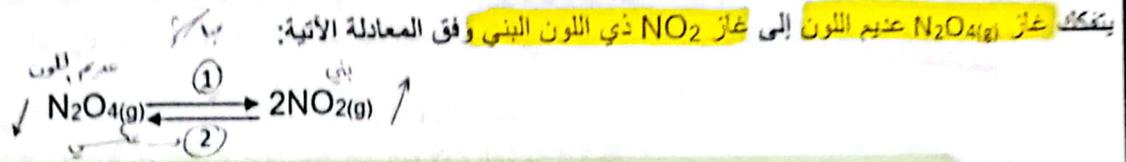
$[C] = 2x = 2(0.04) = 0.08 \text{ mol.L}^{-1}$

$[A] = 0.6 - 3x = 0.60 - 0.12 = 0.48 \text{ mol.L}^{-1}$

$[B] = 0.2 - x = 0.20 - 0.04 = 0.16 \text{ mol.L}^{-1}$

تعد ال  
100  
دو

حالة التوازن:



تغير تراكيز المواد المتفاعلة والنتيجة بدلالة الزمن

تغير سرعتي التفاعل المباشر والعكسي بدلالة الزمن

في بدء التفاعل يكون  $[N_2O_4]$  أعظمي و  $[NO_2]$  معدوم وبمرور الزمن تستهلك المواد المتفاعلة فينقص تركيزها وتتكون المواد الناتجة فيزداد تركيزها حتى **تثبت** هذه التراكيز وتثبت معها شدة اللون البني، نسمي هذه الحالة حالة التوازن الكيميائي وعندها تتساوى سرعتي التفاعل المباشر والعكسي  $v_1 = v_2$  يسمى التوازن في حالة التفاعلات الكيميائية بالتوازن الحركي فسر ذلك .

لأنه عند التوازن تكون  $(v_1 = v_2)$  أي  $0 \neq$  فالجملية متوازنة حركياً



استنتاج عبارة ثابت التوازن: ليكن لدينا التفاعل المتوازن المتجانس الآتي:

باعتبار أن كل من التفاعل المباشر والعكسي أولي نكتب:  $\rightleftharpoons$  لا تنسى

سرعة التفاعل المباشر:  $v_1 = k_1 [A]^m [B]^n$  لأننا نثبت سعة المواد المتفاعلة.

سرعة التفاعل العكسي:  $v_2 = k_2 [C]^p [D]^q$

عند بلوغ حالة التوازن يكون:  $v_1 = v_2 \Rightarrow k_1 [A]^m [B]^n = k_2 [C]^p [D]^q$

نسمي النسبة  $\frac{k_1}{k_2}$  ثابت التوازن الكيميائي  $K_C = \frac{k_1}{k_2}$  (يعني بدلالة التراكيز)

$$K_C = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}$$

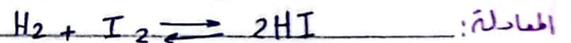
لا للصلب ولا للسائل ولا للغاز ولا له مول.

بس للغازات واحدة أيضاً

$$K_P = \frac{P_C^p \cdot P_D^q}{P_A^m \cdot P_B^n}$$

نعتبر عن ثابت التوازن في التفاعلات الغازية بدلالة الضغوط الجزئية لكل غاز مقدرة بـ atm

نشاط: عند مزج حجمين متساويين من بخار اليود وغاز الهيدروجين بشروط مناسبة يلاحظ تضاؤل اللون البنفسجي لبخار اليود ثم اكتمت المعادلة وفسر سبب بقاء اللون بنفسجي. إن جات اللون البنفسجي وليل على عدم استهلاك اليود بشكل كامل حتى إذا كان المزيج الابتدائي بنفس نسبة أمثال التفاعل، فالتفاعل عكسي ومتوازن.



بدلالة الضغوط



ملاحظات:

A

W

L

السائل أو عاصي  $H_2O(l)$  متخبر  $H_2O(g)$

$K_p, K_c$  بلا واحدة.

لا يظهر تركيز المواد الصلبة ولا السائلة المذابة في عبارة ثابت التوازن (تراكيها ثابتة)

حيث مجموع عدد المولات الغازية =  $n_2$  للطرف الثاني  
مجموع عدد المولات الغازية =  $n_1$  للطرف الاول

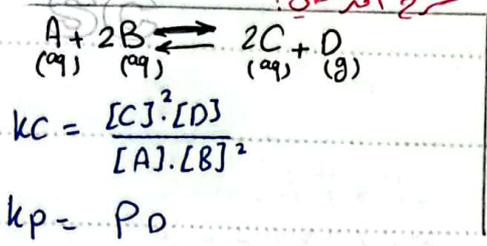
ثابت التوازن  $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$   $n_2 - n_1$  درجة الحرارة

العلاقة بين  $K_p, K_c$ :

$n_1$  عدد المولات الغازية المتفاعلة،  $n_2$  عدد المولات الغازية الناتجة.



اكتب علاقة ثابت التوازن  $K_p, K_c$  ثم العلاقة بينهما.



ثابت التوازن بدلالة التراكيز  $K_c = \frac{[CH_4]}{[H_2]^2}$

ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية  $K_p = \frac{P_{CH_4}}{P_{H_2}^2}$

العلاقة بين الثابتين  $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$  ،  $\Delta n = n_2 - n_1 = 1 - 2 = -1$

$K_p = \frac{K_c}{RT}$

نشاط: اكتب علاقة ثابت التوازن  $K_p, K_c$  ثم العلاقة بينهما، للتفاعل الآتي:  $H_2(g) + S(s) \rightleftharpoons H_2S(g)$

$K_c = \frac{[H_2S]}{[H_2]}$

$K_p = \frac{P_{H_2S}}{P_{H_2}} \Rightarrow K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow \Delta n = n_2 - n_1 = 1 - 1 = 0$

لأن عدد المولات الغازية في طرفي المعادلة متساوي  $K_p = K_c (RT)^0 \Rightarrow K_p = K_c$

أهمية ثابت التوازن: تبين قيمة  $K_c$  لتفاعل ما مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج عند حدوث التوازن.

إذا كانت قيمة ثابت التوازن  $K_c \gg 1$

فالتفاعل يحدث لمدى كبير في الاتجاه المباشر (نواتج كثيرة ومتفاعلة قليلة)

إذا كانت قيمته  $K_c \ll 1$

فالتفاعل لا يحدث لمدى كبير في الاتجاه المباشر (نواتج قليلة ومتفاعلة كثيرة)

حاصل التفاعل Q

نرمز لحاصل التفاعل بالرمز Q وهو يمثل عبارة ثابت التوازن دون شرط الوصول لحالة التوازن

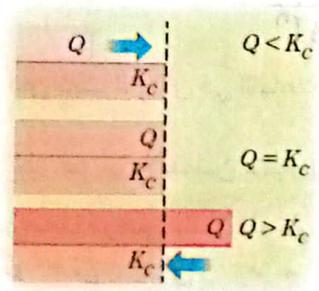
$Q < K_c$  تراكيز المواد الناتجة أقل من تراكيزها في حالة التوازن. يرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي للوصول

إلى حالة التوازن.

$Q = K_c$  حالة التوازن

$Q > K_c$  تراكيز النواتج أكبر من تراكيزها عند التوازن،

يرجح التفاعل العكسي على المباشر للوصول إلى حالة التوازن.



تطبيق: ليكن لدينا التفاعل العكوس  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

فإذا كان عدد مولات  $HI(g)$   $4 \times 10^{-2}$  mol وعدد مولات  $H_2(g)$   $10^{-2}$  mol وعدد مولات  $I_2(g)$   $2 \times 10^{-2}$  mol وحجم الوعاء 2L وقيمة ثابت التوازن  $K_c = 50.5$  في الدرجة  $440^\circ C$ .

A

W

٢- حدد التفاعل الراجح (المباشر / العكسي) مع التعليل.

١. احسب قيمة حاصل التفاعل Q

الحل:  $Q = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

٣) لتفاعل الراجح هو لتفاعل مباشر لأن  $Q < K_c$

E

L

SC

$C = \frac{n}{V} \rightarrow [HI] = \frac{4 \times 10^{-2}}{2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

$[H_2] = \frac{10^{-2}}{2} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

$[I_2] = \frac{2 \times 10^{-2}}{2} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

$Q = \frac{(2 \times 10^{-2})^2}{(5 \times 10^{-3})(10^{-2})} = \frac{4 \times 10^{-4}}{5 \times 10^{-5}} = 8$

للتفاعل غير متوازن لأن  $Q \neq K_c$

العوامل المؤثرة في حالة التوازن :

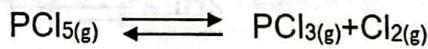
قاعدة لوشاتولييه:

إذا حدث تغيير في أحد العوامل المؤثرة في جملة كيميائية متوازنة مثل درجة الحرارة أو الضغط أو التركيز يختل التوازن ويرجح التفاعل في الاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغيير.

١. تأثير تغيير التركيز:

- عند زيادة تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة يختل التوازن ويرجح التفاعل في الاتجاه الذي ينقص من تركيز هذه المادة
- عند نقصان تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة يختل التوازن ويرجح في الاتجاه الذي يزيد من تركيز هذه المادة.

تطبيق: يحدث التفاعل المتوازن الممثل بالمعادلة الآتية في شروط مناسبة:



١. ما تأثير زيادة تركيز  $PCl_5$  على حالة التوازن؟

الجواب: يختل التوازن ويرجح التفاعل المباشر لإنقاص  $[PCl_5]$  حسب لوشاتولييه حتى الوصول لتوازن جديد

٢. ما تأثير زيادة تركيز  $Cl_2$  على حالة التوازن؟

الجواب: يختل التوازن ويرجح التفاعل العكسي حسب لوشاتولييه لإنقاص  $[Cl_2]$  حتى الوصول لتوازن جديد

٣. ما تأثير إنقاص تركيز  $PCl_3$  على التوازن؟

الجواب: يختل التوازن ويرجح التفاعل المباشر حسب لوشاتولييه بزيادة  $[PCl_3]$  حتى الوصول لتوازن جديد

على الدنتر

ملاحظة: ① إذا سحب إحدى المواد الناتجة باستمرار من وسط التفاعل يصبح التفاعل العكوس تفاعلاً تاماً. إنقاص التركيز باستمرار يرجح المباشر باستمرار (تام)

ملاحظة: ② كي تستهلك إحدى المادتين المتفاعلتين بشكل تام نضيف كمية زائدة من المادة المتفاعلة معها.

بإستمرار

نشاط: يحدث التفاعل المتوازن في شروط مناسبة:  $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$

أكمل الجدول الآتي:

قيمة $K_c$	كميات النواتج	كميات المواد المتفاعلة	حالة التوازن	التأثير على	
				التغيير	
لا يتأثر	تزداد	تنقص	يرجع التفاعل المباشر	زيادة كمية $\text{NO}_2$	
"	"	"	"	"	نقصان كمية $\text{NO}$
"	تنقص	تزداد	يرجع التفاعل العكسي	"	زيادة كمية $\text{CO}_2$
"	"	"	"	"	نقصان كمية $\text{CO}$

(٢) تأثير تغيير الضغط:

- عند زيادة الضغط يرجح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأقل.
- عند نقصان الضغط يرجح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأكثر.
- وعند تساوي عدد مولات الغاز في طرفي المعادلة لا يؤثر تغيير الضغط على حالة التوازن.

تطبيق: يحدث التفاعل المتوازن الآتي في شروط مناسبة:  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$

أكمل الجدول الآتي:

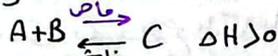
قيمة $K_c$	كميات النواتج	كميات المواد المتفاعلة	حالة التوازن	التأثير على
				التغيير
لا يتأثر إلا بالحرارة.	تنقص	تزداد	يرجع التفاعل العكسي	إما نقصان الحجم أو زيادة الضغط
" " " "	تزداد	تنقص	يرجع التفاعل المباشر	أو زيادة الحجم أو نقصان الضغط

نشاط: في التفاعل المتوازن الآتي:  $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$

ما تأثير زيادة الضغط الكلي على حالة التوازن؟ فسر ذلك.

لا يتأثر لأن عدد المولات المتفاعلة يساوي عدد المولات الناتجة.

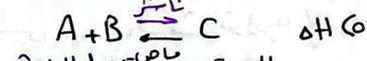
التفاعل الماص للحرارة.



$\Delta H$  يعبر عن المباشرة.

إذا كانت  $\Delta H_{\text{rxn}} > 0$  فالتفاعل ماص للحرارة، وإذا كانت  $\Delta H_{\text{rxn}} < 0$  فالتفاعل ناشر للحرارة.

تذكرة: التفاعل الناشر للحرارة



$\Delta H$  يعبر عن التفاعل المباشر

(٣) تأثير تغيير درجة الحرارة:

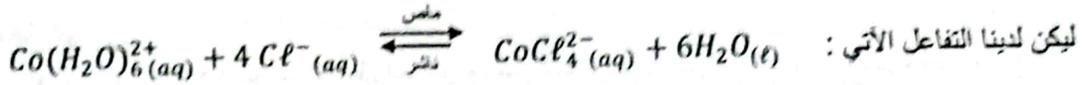
عند زيادة درجة الحرارة يختل التوازن ويرجع في الاتجاه الماص للحرارة. حسب لوشا تولىيه

عند خفض درجة الحرارة يختل التوازن ويرجع في الاتجاه الناشر للحرارة. حسب لوشا تولىيه

عندما يرجح التفاعل المباشر بتأثير تغيير درجة الحرارة تزداد قيمة  $K_c$  (يزداد البسط أي النواتج وينقص المقام أي المتفاعلة)

عندما يرجح التفاعل العكسي بتأثير تغيير درجة الحرارة تنقص قيمة  $K_c$  (تنقص كمية النواتج وتزداد كمية المواد المتفاعلة)

نشاط: وظيفة



فإذا علمت أن لون الأيون  $Co(H_2O)_6^{2+}(aq)$  وردي.

ولون الأيون  $CoCl_4^{2-}(aq)$  أزرق.

1- فسر ظهور اللون البنفسجي عند التوازن. 2- فسر ظهور اللون الوردي عند التبريد. 3- فسر ظهور اللون الأزرق عند التسخين.

(1) لأنه عند التوازن توجد المتفاعلات والنواتج بتركيز ثابتة أي تحصل على مزيج اللونين معاً

(الأزرق + الوردي = بنفسجي)

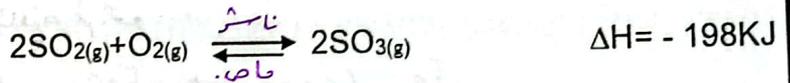
(2) عند التبريد يرجح التفاعل العكسي لأنه الناجم عن الحرارة فتتفكك كمية النواتج (الأزرق) وتزداد

كمية المتفاعلات (الوردي) فيظهر اللون الوردي

(3) لأنه عند التسخين يرجح التفاعل المباشر لأنه الماص للحرارة حسب لو شاتولييه تتفكك كمية

المتفاعلات (الوردي) وتزداد كمية النواتج (الأزرق) فيظهر اللون الأزرق

تطبيق : يحدث التفاعل المتوازن الآتي في شروط مناسبة.



أكمل الجدول الآتي:

تغيراته تتعلق بدرجة

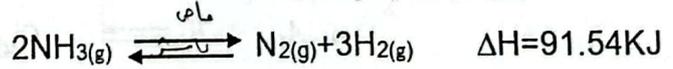
الحرارة

التأثير على التغيير	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات النواتج	قيمة $K_c$
زيادة درجة الحرارة	يرجع التفاعل العكسي	تزداد	تنقص	تنقص
نقص درجة الحرارة	يرجع التفاعل المباشر	تنقص	تزداد	تزداد

لأنه الناجم عن الحرارة حسب لو شاتولييه

نشاط: وظيفة

يحدث التفاعل المتوازن الآتي في شروط مناسبة:



أكمل الجدول الآتي:  $\Delta H > 0$  تفاعل ماص للحرارة

التأثير على التغيير	حالة التوازن	كميات المواد المتفاعلة	كميات النواتج	قيمة $K_c$
رفع درجة الحرارة	يرجع التفاعل المباشر	تنقص	تزداد	تزداد
خفض درجة الحرارة	يرجع التفاعل العكسي	تزداد	تنقص	تنقص

عل : في التفاعلات الماصة للحرارة تزداد قيمة ثابت التوازن بازدياد درجة الحرارة.

لزيادة البط ( كمية النواتج ) ونقصان المصام ( كمية المتفاعلات ) لأن التفاعل الراجع المباشر الماص للحرارة حسب لو شاتولييه.

## جمع المواد المتعادلة بعيد ضرب الثوابت

٤) تأثير الحفز في حالة التوازن: لا تؤثر على حالة التوازن لأنه يرفع المباشر ويسرع العكسي بنفس المقدار عند إضافة حفاز إلى تفاعل متوازن تزداد سرعة التفاعل المباشر وبنفس المقدار تزداد سرعة التفاعل العكسي، فهو يسرع الوصول إلى حالة التوازن ولا يؤثر على قيمة  $K_c$

A  
W  
A  
E  
L  
SC

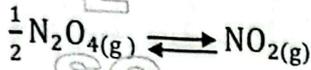
حساب قيمة ثابت التوازن من خلال المعادلات:

$$k^c = kc^n$$

- عند ضرب المعادلة برقم فإن ثابت التوازن الجديد يرفع لأس يساوي هذا الرقم.
- وعند عكس المعادلة فإن ثابت التوازن الجديد يساوي مقلوب ثابت التوازن الأصلي.
- وعند جمع معادلتين فإن ثابت التوازن للتفاعل الناتج يساوي جداء الثابتين.

تطبيق (١): إذا علمت أن قيمة ثابت التوازن  $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$  تساوي  $K_c = 0.36$

احسب  $K_c$  لكل من التفاعلين الآتيين:



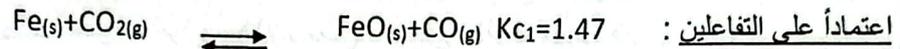
$$K_{c1} = \dots (K_c)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{K_c} = \sqrt{0.36} = 0.6$$



$$K_{c2} = \dots \left(\frac{1}{K_c}\right) = \frac{1}{0.36} = \frac{100}{36} \approx 2.8$$

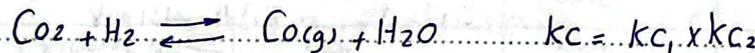
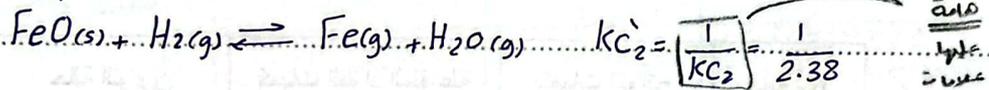
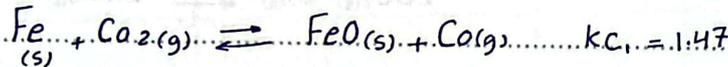
(لصون يكفي)

تطبيق (٢): احسب ثابت التوازن  $K_c$  للتفاعل:  $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$



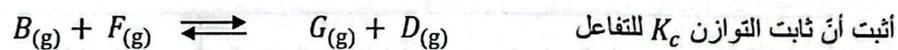
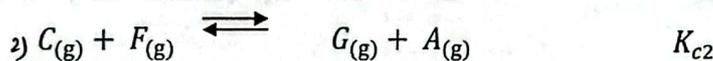
الحل:

تبقى المعادلة الأولى ونقلب المعادلة الثانية ثم نجمع:



$$= 1.47 \times \frac{1}{2.38} = \frac{1.47}{2.38}$$

نشاط:



$$K_c = K_{c1} \times K_{c2}$$

لاحظ أن المعادلة الأخيرة هي ناتج جمع المعادلتين (١) و (٢):

$$K_{c1} \times K_{c2} = \frac{[C][D]}{[A][B]} \times \frac{[G][A]}{[C][F]}$$

$$K_{c1} \times K_{c2} = \frac{[D][G]}{[B][F]} \Rightarrow K_c = K_{c1} \times K_{c2}$$

تطبيق (3): مزج 2 mol من الهيدروجين مع 3 mol من اليود في وعاء حجمه L (10) فتكون 3.6 mol من يود الهيدروجين عند

التوازن، احسب قيمة ثابت التوازن  $K_c$ ، وما قيمة  $K_p$  للتفاعل المتوازن الآتي:  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

الحل:  $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$  نفرض بالتراخيص عند التوازن:

$[H_2] = 0.2 - 0.18 = 0.02 \text{ mol.l}^{-1}$

$[I_2] = 0.3 - 0.18 = 0.12 \text{ mol.l}^{-1}$

نفرض بالشابته:

$K_c = \frac{(0.36)^2}{(0.02)(0.12)}$

$K_c = \frac{36 \times 10^{-2} \times 36 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2} \times 12 \times 10^{-2}}$

$K_c = 54$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow \Delta n = n_2 - n_1 = 2 - 2 = 0$

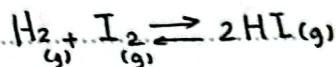
$K_p = K_c (RT)^0 \Rightarrow K_p = K_c \Rightarrow K_p = 54$

$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

$C = \frac{n}{V} \quad [H_2]_0 = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$

$[I_2]_0 = \frac{3}{10} = 0.3 \text{ mol.l}^{-1}$

$[HI]_{eq} = \frac{3.6}{10} = 0.36 \text{ mol.l}^{-1}$



بدء	0.2	0.3	0
تفاعل	-x	-x	2x
عند التوازن	0.2-x	0.3-x	2x
	= 0.02	= 0.12	= 0.36
	2x = 0.36	$\Rightarrow x = 0.18$	

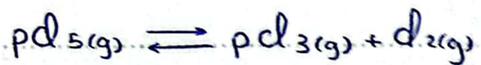
تطبيق (4): وضع 4 mol من  $PCl_5$  في وعاء سعته L (2) وسخن للدرجة 500 K فتفكك منه 10% حتى التوازن وفق المعادلة:



1- احسب قيمة  $K_c$

2- احسب قيمة  $K_p$   $R = 0.082 \text{ atm.l mol}^{-1}.K^{-1}$

$x = \frac{2 \times 10}{100} = 0.2 \text{ mol.l}^{-1} = [Cl_2]_{eq} = [PCl_3]_{eq}$



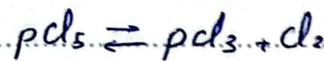
$[PCl_5]_{eq} = 2 - x = 2 - 0.2 = 1.8 \text{ mol.l}^{-1}$

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

نفرض بالشابته  $K_c$ :

$K_c = \frac{(0.2)(0.2)}{(1.8)} = \frac{2 \times 10^{-1} \times 2 \times 10^{-1}}{18 \times 10^{-1}} =$

$C = \frac{n}{V} \Rightarrow [PCl_5] = \frac{4}{2} = 2 \text{ mol.l}^{-1}$



بدء	2	0	0
تفكك	-x	x	x
توازن	2-x	x	x

كل 100 mol من  $PCl_5$  يتفكك فيه  $10 \text{ mol.l}^{-1}$

كل 2 mol من  $PCl_5$  يتفكك فيه  $x \text{ mol.l}^{-1}$

تطبيق: يتفكك يوديد الهيدروجين وفق التفاعل المتوازن الآتي:  $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$

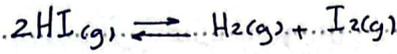
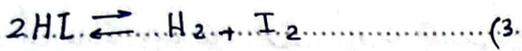
يحصل التوازن عندما يتفكك 20% منه

① احسب ثابت توازن  $K_c$  واستنتج قيمة  $K_p$

② ما قيمة ثابت توازن  $K'_c$  في تفاعل تكون يود الهيدروجين بدءاً من عنصره في نفس الشروط السابقة.

③ إذا كان عدد مولات يوديد الهيدروجين 5 mol ، فما هو عدد مولات كل من  $H_2$  ،  $I_2$  ،  $HI$  عند التوازن في نفس الشروط السابقة.

A  
W  
A  
E  
L



بدء	5	0	0
تفكك	-2x	x	x

بدء	C	0	0
تفكك	-2x	+x	+x

توازن eq  $5-2n$       $n$       $n$

توازن eq  $C-2x$       $x$       $x$

$K_c = \frac{[H_2]_{eq} [I_2]_{eq}}{[HI]_{eq}^2} = \frac{\left(\frac{n}{V}\right) \left(\frac{n}{V}\right)}{\left(\frac{5-2n}{V}\right)^2} = \frac{n^2}{(5-2n)^2}$

كل  $20 \text{ mol.l}^{-1}$  يتفكك منه  $HI$   $100 \text{ mol.l}^{-1}$   
كل  $2x \text{ mol.l}^{-1}$  يتفكك منه  $HI$   $C \text{ mol.l}^{-1}$   
 $20 \cdot C = 200 \cdot x$

$\frac{1}{64} = \frac{n^2}{(5-2n)^2} \Rightarrow \frac{1}{8} = \frac{n}{5-2n}$

$C = 10 \cdot 2 \text{ mol.l}^{-1} \Leftrightarrow x = \frac{C}{10} \text{ mol.l}^{-1}$   
 $[HI]_{eq} = C - 2x = 10x - 2x = 8x \text{ mol.l}^{-1}$

$8n = 5 - 2n \Rightarrow 10n = 5 \Rightarrow n = 0.5 \text{ mol}$

$K_c = \frac{[H_2]_{eq} \cdot [I_2]_{eq}}{[HI]_{eq}^2}$

$n \cdot HI = 5 - 2n = 5 - 1 = 4 \text{ mol}$

$K_c = \frac{(x)(x)}{(8x)^2} = \frac{x^2}{64x^2} = \frac{1}{64}$

$n \cdot H_2 = n \cdot I_2 = 0.5 \text{ mol}$

طريقة ثانية:

كل  $100 \text{ mol}$  من  $HI$  يتفكك  $20 \text{ mol}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow \Delta n = 2 - 2 = 0$

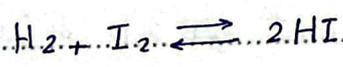
كل  $5 \text{ mol}$  من  $HI$  يتفكك  $2n \text{ mol}$

$K_p = K_c = \frac{1}{64}$

$2n = \frac{20 \times 5}{100} \Rightarrow 1 \text{ mol} \Rightarrow n = \frac{1}{2} = 0.5 \text{ mol}$

ونستخرج كما سبق

(2)



$K'_c = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{\frac{1}{64}} = 64$

لائحة: تحية لواقع ليوال إلقاء التحم فقط عندما  
تأوي الصفر وكيفية لنا عند أن نفضله 9. وأن  
ننظم جردلاً بناءً على عدد المولات

A  
W  
A  
E  
L  
SC



# الوحدة الرابعة

# مدارس الأفاضل البنوذجية الخاصة للبنات

## الكيمياء التحليلية

### الدرس الأول: الحموض والأسس

Acid و Base  
حمض أساس

نظريات في الحموض و الأسس:

1- نظرية أرينيوس:

الحمض: هو كل مادة كيميائية تحرر أيون هيدروجين  $H^+$  أو أكثر عند انحلالها بالماء.  $HA \rightarrow H^+ + A^-$

الأساس: هو كل مادة كيميائية تحرر أيون هيدروكسيد  $OH^-$  أو أكثر عند انحلالها بالماء.  $BoH \rightarrow B^+ + OH^-$

2- نظرية برونشستد ولوري:

الحمض: هو كل مادة كيميائية قادرة على مغ بروتون  $H^+$  أو أكثر، أي مادة ثانية يتفاعل معها.

الأساس: هو كل مادة كيميائية قادرة على استقبال بروتون  $H^+$  أو أكثر، أي مادة ثانية يتفاعل معها.



تطبيق: في التفاعل الممثل بالمعادلة

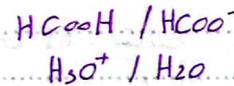
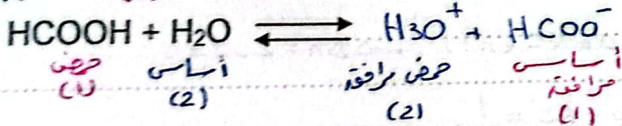
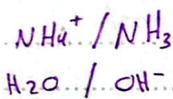
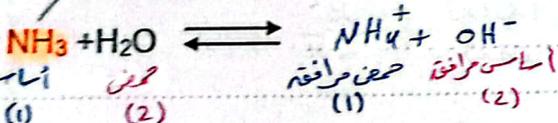
يسلك  $HA$  سلوك الحمض لأنه يمنح بروتون  
ويسلك  $H_2O$  سلوك أساس لأنه يستقبل بروتون

الأزواج المترافقة أساس / حمض وفق نظرية برونشستد ولوري.

\* يرافق كل حمض أساس يدعى أساسه المرافق.  $HA / A^-$

\* يرافق كل أساس حمض يدعى حمضه المرافق.  $H_3O^+ / H_2O$

تدريب: أتمم المعادلات الآتية وحددي الأزواج المترافقة أساس / حمض وفق نظرية برونشستد ولوري:



3- نظرية لويس:

الحمض: هو كل مادة كيميائية تستقبل زوج الإلكترونات أو أكثر، أي مادة ثانية يتفاعل معها.

الأساس: هو كل مادة كيميائية تفتح زوج الإلكترونات أو أكثر، أي مادة ثانية يتفاعل معها.

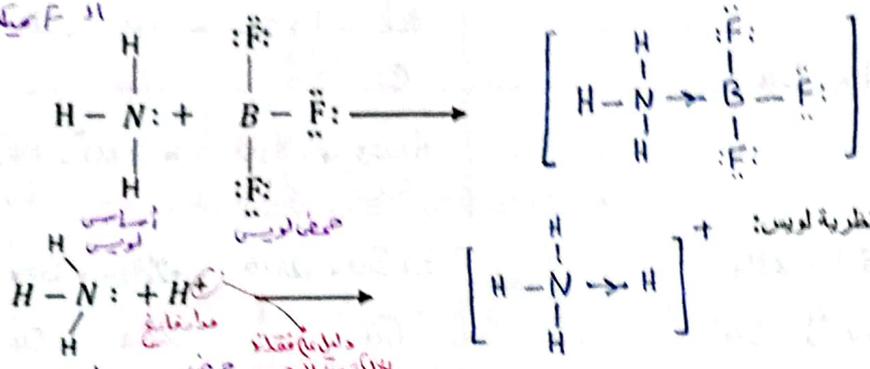
فمثلاً: يعتبر النشادر أساس لأن ذرة النتروجين تمتلك زوج الكتروني غير رابط يمكن أن يشكل رابطة تساندية مع ذرة تملك مداراً غير ممتلئ.

ويعتبر  $BF_3$  حمض حيث تتشكل رابطة تساندية بين ذرة النتروجين من النشادر وذرة البور من  $BF_3$

ملاحظة: يسلك أيون الحديد II سلوك حمض لويس لأنه يملك مداراً فارغاً يمكن أن يستقبل زوج إلكترونات.

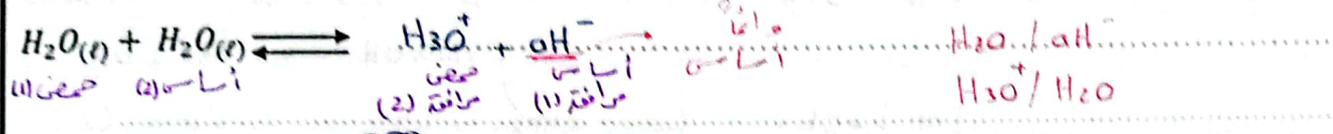
هذه صيغة الرابطة التي تكون الزمرة مستقرة بها المدار الأخرى في الأيونات فالبرومون عشو مسرعة  
 مناسها هو بي مع تنسكل مع الرابطة اما

8  
 F  
 H



أتمم المعادلة الآتية وحدد الحمض و الأساس وفق نظرية لويس:

\* التآين الذاتي للماء وثابت تآينه: اكتب معادلة التآين الذاتي للماء وحدد الأزواج المترافقة أساس / حمض:



ثابت تآين الماء في الدرجة  $25^\circ\text{C}$   $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$   $2.98 \times 10^{-14}$

الماء مركب متذبذب لأنه يسلك سلوك حمض أحياناً وسلوك أساس أحياناً أخرى.

• نشاط: احسب تركيز كل من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد في المحلول المعتدل في الدرجة  $25^\circ\text{C}$

الجواب: في المحلول المعتدل

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = x$$

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

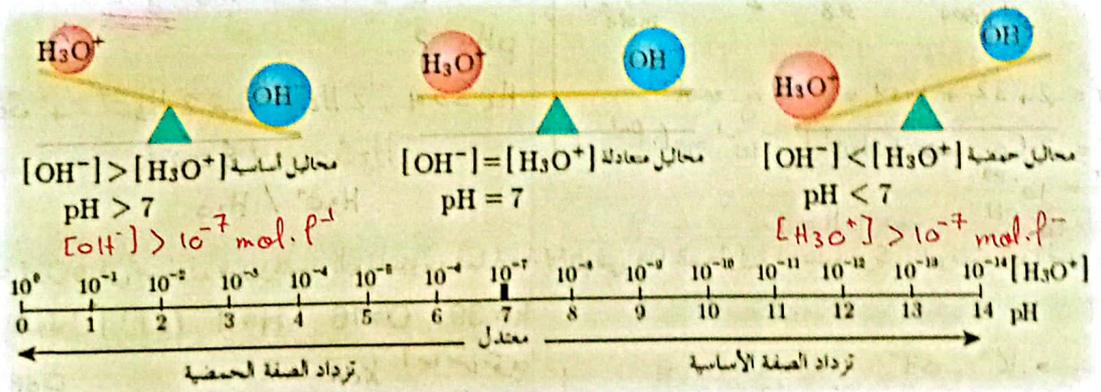
$$x \cdot x = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \leftarrow x^2 = 10^{-14} \rightarrow x = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

الأس الهيدروجيني: نعبر عن تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول بالعلاقة:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Leftrightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

الأس الهيدروكسيدي: نعبر عن تركيز أيونات الهيدروكسيد في المحلول بالعلاقة  $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \Leftrightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

ويكون:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

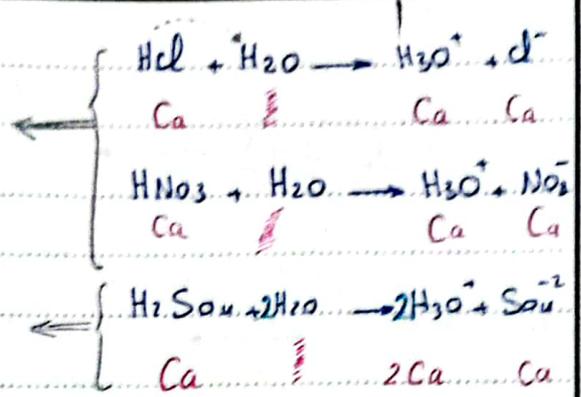


تآين الحموض القوية: تتآين الحموض القوية بشكل تام مثل: حمض كلور الماء وحمض الأزوت وحمض الكبريت  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $\text{HNO}_3$   $\text{HCl}$

نشاط: اكتب معادلة تآين كل من هذه الحموض الثلاث وما تركيز أيونات الهيدرونيوم في كل محلول بدلالة تركيز الحمض  $C_2$

ملاحظة: قل أساس بصيغته  $OH^-$  لا يظهر الماء في معادلة تأينه أما المرحه دائما نطلع الشار من ماني  $OH^-$  نصيغته مع  $H_2O$  المرحه قوت تركيز الأيونات قوت

$$[H_3O^+] = Ca$$

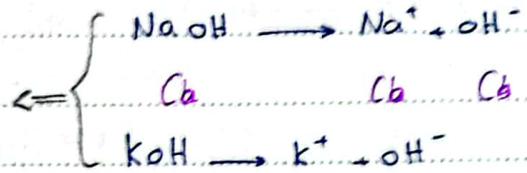


$$[H_3O^+] = 2Ca$$

$$[SO_4^{2-}] = Ca$$

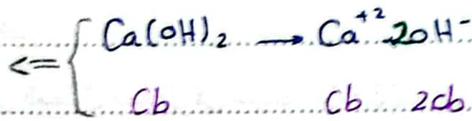
تأين الأسس القوية: تتأين الأسس القوية بشكل تام مثل: هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم وهيدروكسيد الكالسيوم نشاط: اكتب معادلة تأين كل من هذه الأسس الثلاث، وما تركيز أيونات الهيدروكسيد في كل محلول بدلالة تركيز الأسس  $Cb$

$$[OH^-] = Cb$$



$$[OH^-] = 2Cb$$

$$[Ca^{2+}] = Cb$$



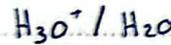
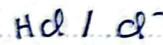
تطبيق 1: اكتب معادلة تأين حمض كلور الماء، وحددي الأزواج المترافقة: أسس / حمض، واحسب PH هذا المحلول إذا كان تركيزه  $10^{-2} mol.l^{-1}$

$$[H_3O^+] = Ca$$

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

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

$$10^{-2} = 10^{-PH} \Rightarrow PH = 2$$



تطبيق 2: اكتب معادلة تأين حمض الكبريت (تام التاين) وحدد الأزواج المترافقة أسس / حمض واحسب PH إذا كان تركيز الحمض  $4.9 g.l^{-1}$

$$C_{mol.l^{-1}} = \frac{C_{g.l^{-1}}}{\mu_{H_2SO_4}} = \frac{4.9}{98} = \frac{1}{2} \times 10^{-1} = 5 \times 10^{-2} mol.l^{-1}$$

$$Ca = [H_2SO_4] = 4.9 \frac{g}{l} \cdot P^{-1}$$

$$pH = ?$$

$$\mu_{H_2SO_4} = 2 + 32 + 16 \times 4 = 98 g.mol^{-1}$$



$$[H_3O^+] = 2Ca \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-1} mol.l^{-1}$$



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



$$10^{-1} = 10^{-PH} \Rightarrow pH = 1$$

تطبيق 3:

إذا كان  $pOH = 1$  في محلول هيدروكسيد البوتاسيوم، فما قيمة PH في هذا المحلول، احسب تركيز أيونات البوتاسيوم، واحسب

تركيز هذا المحلول ( $g.l^{-1}$ )  $H=1 \quad O=16 \quad K=39$



$$pOH = 1$$

$$Cb \quad \quad \quad Cb \quad Cb$$

$$pH = ?$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH + 1 = 14$$

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

$$pH = 13$$

$$[OH^-] = [K^+] = Cb = 10^{-1} mol.l^{-1}$$

$$C_{mol.l^{-1}} = \frac{C_{g.l^{-1}}}{\mu} \Rightarrow 10^{-1} = \frac{C_{g.l^{-1}}}{56} \rightarrow \mu_{KOH} = 56.1 \frac{g}{mol}$$

$$C_{g.l^{-1}} = 5.6 \frac{g}{l}$$

القوي:  $[H_3O^+] = C_a$  الضعيف:  $[H_3O^+] = \alpha C_a$   $\alpha = 1$  إذا الحمض قوي  $\alpha < 1$  إذا ضعيف

قوة الحموض و الأسس:

قوة الأساس	قوة الحمض
<p><b>افتراضات:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>تقاس قوة الأساس بسهولة <b>استقباله</b> لبروتون أو أكثر</li> <li>للأساس الأقوى حمض مرافق أضعف.</li> <li>مثال: إذا كان <math>NO_2^-</math> أساس أقوى من <math>NO_3^-</math> فإن <math>HNO_2</math> حمض أضعف من <math>HNO_3</math></li> <li>نعبر عن قوة الأساس <b>أحادي الوظيفة</b> بدرجة تآين</li> </ul>	<p><b>افتراضات:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>تقاس قوة الحمض بسهولة <b>منحه</b> لبروتون أو أكثر.</li> <li>للحمض الأقوى أساس مرافق أضعف.</li> <li>مثال: إذا كان حمض النمل أقوى من حمض الخل فإن <math>H-COO^-</math> أساس أضعف من <math>CH_3-COO^-</math></li> <li>نعبر عن قوة الحمض <b>أحادي الوظيفة</b> بدرجة التآين</li> </ul>
<p><math>\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b}</math></p> <p><math>C_b</math> التركيز الابتدائي للأساس.</p> <p>تطبيق: إذا كانت درجة تآين هيدروكسيد الأمونيوم 2% وتركيزه <math>0.05 \text{ mol} \cdot L^{-1}</math> فاحسب <math>POH</math> هذا المحلول.</p> <p><math>\alpha = 2\% = \frac{2}{100}</math> <math>C_b = 0.05 \text{ mol} \cdot L^{-1}</math></p> <p><math>\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} \Rightarrow \frac{2}{100} = \frac{[OH^-]}{5 \times 10^{-2}}</math></p> <p><math>[OH^-] = \frac{2 \times 5 \times 10^{-2}}{100} = 10^{-3}</math></p> <p><math>[OH^-] = 10^{-3}</math> <math>pOH = 3</math></p>	<p>تطبيق: احسب درجة تآين حمض تركيزه <math>0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}</math> إذا كانت <math>pH = 3</math> وهل الحمض قوي أم ضعيف؟</p> <p><math>pH = 3 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}</math></p> <p><math>\alpha = \frac{10^{-3}}{0.1} = 10^{-2} = 0.01</math></p> <p>نتيجة: الحمض ضعيف لأن <math>\alpha &lt; 1</math></p>
<p><b>جواب:</b> نشاط <math>\frac{10}{92}</math> كتاب:</p> <p>ثابت تآين الأساس الضعيف أحادي الوظيفة <math>K_b</math></p> <p><math>B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-</math></p> <p>عند التوازن أما <math>C_b - x</math> <math>x</math> <math>x</math></p> <p><math>K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}</math></p> <p><math>[BH^+]_{eq} = [OH^-]_{eq}</math> <math>[B]_{eq} \approx C_b</math></p> <p>بإهمال <math>x</math> أمام <math>C_b</math> نعوض في <math>K_b</math></p> <p><math>K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b} \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b}</math></p> <p>تزداد قوة الأساس الضعيف بازدياد قيمة <math>K_b</math></p>	<p><b>جواب:</b> نشاط <math>\frac{9}{90}</math> كتاب:</p> <p>ثابت تآين الحمض الضعيف أحادي الوظيفة <math>K_a</math></p> <p><math>HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-</math></p> <p>عند التوازن <math>C_a - x</math> <math>x</math> <math>x</math></p> <p><math>K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}</math></p> <p><math>[H_3O^+]_{eq} = [A^-]_{eq}</math> <math>[HA]_{eq} \approx C_a</math></p> <p>بإهمال <math>x</math> أمام <math>C_a</math> نعوض في <math>K_a</math></p> <p><math>K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a}</math></p> <p>تزداد قوة الحمض الضعيف بزيادة قيمة <math>K_a</math></p>
<p>نشاط: إذا كان <math>K_b(NH_3)</math> أصغر من <math>K_b(CH_3-NH_2)</math> فأي الأساسين أقوى؟ وحدد الحمض المرافق الأقوى لكل منهما.</p> <p>الأساس الأقوى <math>CH_3-NH_2</math> / الحمض المرافق له <math>CH_3NH_2</math> هو <math>NH_4^+</math> والحمض المرافق له <math>CH_3NH_2</math> هو <math>CH_3NH_3^+</math> الحمض المرافق الأقوى هو <math>NH_4^+</math> لأنه مرافق الأساس الأضعف</p>	<p>نشاط: إذا كان <math>K_a(HCN)</math> أصغر من <math>K_a(H-COOH)</math> فأي الحمضين أقوى؟ وحدد الأساس المرافق الأقوى لكل منهما.</p> <p>الحمض الأقوى هو <math>HCOOH</math> لأن <math>K_a</math> أكبر من <math>HCN</math> أساس مرافق <math>HCOOH</math> هو <math>HCOO^-</math> والمرافق الأقوى هو <math>CN^-</math> لأنه مرافق الحمض الأضعف</p>

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

يمكن أن يعبر عن  $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$   $\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b}$   $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$   $\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b}$  حيث  $C_a$  التركيز الابتدائي للحمض.

ما هي نسبة  $OH^-$  من  $BH^+$  ما حظ  $BH^+$  ما حظ  $OH^-$

تفاعل (تآين) عند التوازن  $C_a - x$   $x$   $x$   $K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$   $K_a$  أمام  $C_a$   $K_a$  أمام  $C_a$





محلول مائي للنشادر له  $pOH = 3$  ، ودرجة تأين النشادر 2% والمطلوب:

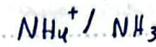
- 1- اكتب معادلة تأين النشادر ثم حدّد الأزواج المترافقة أساس/حمض حسب برونشنتد - لوري.
- 2- احسب  $[OH^-]$  للمحلول
- 3- احسب التركيز الابتدائي للمحلول.
- 4- احسب ثابت تأين النشادر.
- 5- يمدد المحلول السابق بالماء عشر مرات، احسب  $pOH$  للمحلول الناتج عن التمديد.

صيغة تأين النشادر الخاسر:  
 نضيف إلى حجم من المحلول السابق كمية تعادل حجمه من الماء المقطر احسب  $pOH$  المحلول الناتج عن التمديد.

$$V' = V + V_{H_2O} = V + 9V = 10V$$

ونتابع الحل كما سبقه

ط(1):  $NH_3$  أساس ضعيف



$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1} \quad \text{ط(2)}$$

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} \rightarrow \frac{2}{100} = \frac{10^{-3}}{C_b} \quad \text{ط(3)}$$

$$C_b = \frac{100 \times 10^{-3}}{2} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \sqrt{k_b \cdot C_b} \rightarrow k_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b} = \frac{(10^{-3})^2}{5 \times 10^{-2}} = 2 \times 10^{-6} \quad \text{ط(4)}$$

$$V' = 10V \quad \text{ط(5)}$$

$$pOH' = ?$$

$$n_{NH_3} = n'_{NH_3}$$

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$C \cdot V = C' \times 10V$$

$$C_b = \frac{C_b}{10} = \frac{5 \times 10^{-2}}{10} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

(شرح: بما انه ضعيف عن حدّ جند)

$$[OH^-] = \sqrt{k_b \cdot C_b} = \sqrt{2 \times 10^{-6} \times 5 \times 10^{-3}} = \sqrt{10^{-9}} = 10^{-3.5}$$

$$pOH' = -\log [OH^-] = -\log 10^{-3.5} = 3.5$$

علما يتمتع الملح بخاصية قطبية لأنه مركب أيوني يتألف من جزأين:

جزء أساسي موجب وهو أيون معدني أو جذر أمونيوم أو أكثر.

جزء حمضي سالب وهو أيون لا معدني أو جذر حمضي أو أكثر.

- أتمم الجدول الآتي:

اسم الملح	صيغته	الجزء المصعب	الجزء السالك
نترات الصوديوم	$NaNO_3$	$Na^+$	الجزء الحمضي
كبريتات الأمونيوم	$(NH_4)_2SO_4$	$NH_4^+$	
كلوريد الألمنيوم	$AlCl_3$	$Al^{3+}$	
فوسفات ثلاثي الكالسيوم	$Ca_3(PO_4)_2$	$Ca^{2+}$	
كبريتات الفضة	$Ag_2SO_4$	$Ag^+$	
كلوريد الرصاص	$PbCl_2$	$Pb^{2+}$	
كربونات الكالسيوم	$CaCO_3$	$Ca^{2+}$	
ملح البوتاسيوم	$KCOO$	$K^+$	

ذوبانية الملح هي تركيزه في محلوله المشبع (s) وهي ذوبانية مولية ( $mol.l^{-1}$ ) أو كتلية ( $g.l^{-1}$ )

تصنف الأملاح من حيث الذوبانية في الماء إلى:  $S > 0.1$

- أملاح ذوابة ذوبانيتها في الماء أكبر من  $0.1 mol.l^{-1}$  في الدرجة  $25^\circ C$  مثل أملاح الصوديوم والبوتاسيوم والنترات والخلات والأمونيوم وكلوريد الباريوم وكلوريد الكالسيوم.
- أملاح قليلة الذوبان ذوبانيتها أقل من  $0.001 mol.l^{-1}$  مثل كلوريد الفضة وكلوريد الرصاص وفوسفات ثلاثي الكالسيوم.

التوازن غير المتجانس للأملاح قليلة الذوبان:

اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لملاح كلوريد الرصاص، واكتب عبارة الجداء الأيوني  $Q$  ثم اكتب جداء الذوبانية  $K_{sp}$  إذا كان محلوله مشبع.

\* معادلة التوازن غير المتجانس:

\* الجداء الأيوني:

\* ثابت جداء الذوبانية:

نتيجة:

إذا كان  $K_{sp} > Q$  المحلول غير مشبع.

وإذا كان  $K_{sp} = Q$  المحلول مشبع.

وإذا كان  $K_{sp} < Q$  المحلول فوق مشبع (يتشكل راسب من الملح ليعود المحلول مشبع).

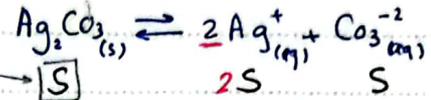
$K_{sp}$  ثابت من أول المادة لا يتغير

$Q$  يتغير

تطبيق: إذا كانت ذوبانية كربونات الفضة (S) المطلوب:

٢- اكتب العلاقة المعبرة عن ثابت جداء الذوبان ثم استنتجها بدلالة S

١- اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.

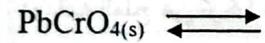
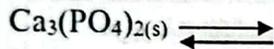
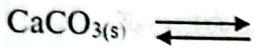


$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$= (2S)^2 \cdot (S) = 4S^3$$

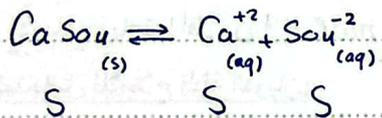
فنا بالعادة ما نفضل تركيز تحت الصلابة أو الأسال بين هون خصية لأنو م صا تركيز باي ظاير ولا من كذا تاينو

نشاط: اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لكل من الأملاح قليلة الذوبان الآتية واكتب عبارة  $K_{sp}$



تطبيق:

احسب ثابت جداء الذوبان للمحلول المائي لكبريتات الكالسيوم إذا علمت أن الذوبانية الكتلية  $0.68 \text{ g.l}^{-1}$  Ca=40 S=32 O=16



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{+2}] \cdot [\text{SO}_4^{-2}]$$

$$= (S) \cdot (S) = S^2$$

$$K_{sp} = (5 \times 10^{-3})^2 = 25 \times 10^{-6}$$

$$S_{\text{mol.l}^{-1}} = \frac{S_{\text{g.l}^{-1}}}{\mu}$$

$$S_{\text{mol.l}^{-1}} = \frac{0.68}{136} \quad S = \frac{1}{2} \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\mu_{\text{CaSO}_4} = 40 + 32 + (16 \times 4) = 136 \text{ g.mol}^{-1}$$



تطبيق: دورة 5 مرات.

محلول مائي مشبع لكوريد الفضة،  $K_{sp}(AgCl) = 6.25 \times 10^{-10}$  في شروط التجربة.

1- اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.

2- احسب تركيز أيونات الكلوريد في المحلول المشبع.

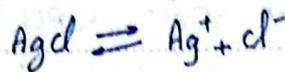
3- احسب ذوبانية هذا الملح مقدرة  $g.l^{-1}$ .

4- يضاف إلى المحلول السابق مسحوق نترات الفضة بحيث يصبح تركيزه  $1.5 \times 10^{-5} mol.l^{-1}$ . اكتب معادلة إمارة ملح

نترات الفضة ثم بيئي إن كان كلوريد الفضة سيسرب أم لا؟ إذا متوازن أولا هو يود يعرف إذا مشع أولا

5- اقترح طريقة ثانية لترسيب هذا الملح في محلوله المشبع.  $Ag = 108$ ,  $Cl = 35.5$ . ولازم يجب في معادلة التوازن ونفسا مع  $K_{sp}$  إذا طمعت في ذلك

ط: الطريقة الأولى من أمارة الفضة



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

$$6.25 \times 10^{-10} = (S)(S) = S^2$$

$$S = \sqrt{6.25 \times 10^{-10}} = 2.5 \times 10^{-5} mol.l^{-1} = [Cl^-]$$

$$[Ag^+] = S = 2.5 \times 10^{-5} mol.l^{-1}$$

$$S_{g.l^{-1}} = ?$$

$$S = \frac{S_{g.l^{-1}}}{M}$$

$$M_{AgCl} = 108 + 35.5 = 143.5 g.mol^{-1}$$

$$S_{g.l^{-1}} = 2.5 \times 10^{-5} \times 143.5 = 3.5875 \times 10^{-3} g.l^{-1}$$

نترات الفضة (مضاف)

لكوريد الفضة (سابق)

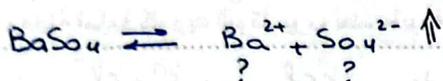
نتيجة بالحساب إن كان كلوريد الفضة يترسب أم لا

نفسا من كلوريد الأمون  
لقد أحسن الخواص من تام

المسألة الرابعة (كتاب)

يُضاف 200ml من محلول يحتوي على  $10^{-5} \text{ mol}$  من كلوريد الباريوم إلى 800ml من محلول يحتوي على  $10^{-5} \text{ mol}$  من كبريتات البوتاسيوم للحصول على محلول مشبع من كبريتات الباريوم. المطلوب:

- احسب قيمة جداء الأيونات  $K_{sp}$  لمخ كبريتات الباريوم.
- يُضاف قطرات من محلول حمض الكبريت المركز إلى المحلول المشبع السابق، ماذا تتوقع أن يحدث؟ علل إجابتك بين إذا كان ذلك يتفق مع قاعدة لوشاتوليه أم لا؟



$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$n = n \rightarrow C \cdot V = C' \cdot V' \rightarrow C' = \frac{CV}{V'}$$

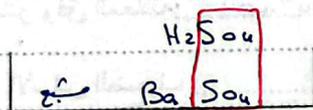
$$C' = \frac{\frac{n}{V} \times V}{V'} \Rightarrow C' = \frac{n}{\frac{V}{V'}} \text{ بالترتيب قابل مؤبداً}$$

$$C' \text{BaCl}_2 = [\text{Ba}^{2+}] = \frac{10^{-5}}{1000 \times 10^{-3}} = 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$C' \text{K}_2\text{SO}_4 = [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-5}}{10^3 \times 10^{-3}} = 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

نحوض:

$$K_{sp} = (10^{-5})(10^{-5}) = 10^{-10}$$



أنتوقع تتشكل راسب من  $\text{BaSO}_4$  لأن إضافة  $\text{H}_2\text{SO}_4$  تزيد من  $[\text{SO}_4^{2-}]$  (المشارك).

فنتسبج  $Q > K_{sp}$  فالمحلول فوقه مشبع ويوي راسب.

نعم لأن زيادة  $[\text{SO}_4^{2-}]$  ستدفع لتفاعل عكسي نحو ترسيب صب لوشاتوليه حتى الوصول للتوازن الجديد.

تطبيق:

نضيف 100ml من محلول نترات الرصاص  $\text{Pb(NO}_3)_2$  تركيزه  $0.05 \text{ mol.l}^{-1}$  إلى 400 ml من محلول كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$  تركيزه  $0.1 \text{ mol.l}^{-1}$  فإذا علمت أن  $K_{sp}(\text{PbCl}_2) = 1.6 \times 10^{-5}$  في شروط التجربة. المطلوب: بين حسابياً إذا كان جزء من كلوريد الرصاص سيرسب أم لا؟

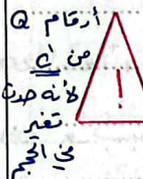


$$V' = V_1 + V_2 = 500 \text{ ml}$$

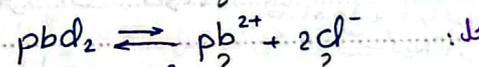
$$K_{sp}(\text{PbCl}_2) = 10^{-5} \times 0.4$$

بين الحساب إذا كان كلوريد الرصاص يرسب أم لا.

$$Q_{\text{PbCl}_2} \text{ ونقارن بـ } K_{sp} \text{ PbCl}_2$$



ارتباط من  $Q$  لأننا نغير في الحجم  $Q_{\text{PbCl}_2}$  ونقارن بـ  $K_{sp}$   $\text{PbCl}_2$



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

$$n = n' \Rightarrow C \cdot V = C' \cdot V' \rightarrow C' = \frac{CV}{V'}$$

$$C'_{\text{Pb}} = \frac{5 \times 10^{-2} \times 100}{500} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1} = [\text{Pb}^{2+}]$$

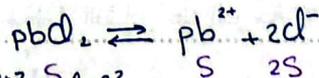
$$C'_{\text{NaCl}} = \frac{10^{-1} \times 400}{500} = 8 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1} = [\text{Cl}^-]$$

$$Q_{\text{PbCl}_2} = (10^{-2})(8 \times 10^{-2})^2 = 64 \times 10^{-6}$$

$$Q_{\text{PbCl}_2} > K_{sp}(\text{PbCl}_2)$$

المحلول فوقه مشبع ويوي راسب

طلب إضافي: احسب ذوبانية كلوريد الرصاص.



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 = (S)(2S)^2 \rightarrow 4 \times 10^{-6} = 4S^3 \Rightarrow S^3 = 10^{-6}$$

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

ثابت الحموضة  
 عاملة الحموضة دوماً عكوس  
 بدولة التوازنة

تفاعل الحموضة دوماً عكوس

سفرس الأملح الزدابة:  
 حلمية الملح:

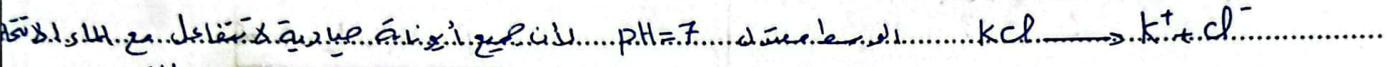
نرم فقط بار PH

حلمية الملح : هو تفاعل أيون الملح الناتج من حمض ضعيف أو أساس ضعيف أو كليهما ضعيف مع الماء وهو تفاعل عكوس ينتج عنه الحمض أو الأساس الضعيف ويرافقه تغير في الـ PH (غالباً) الملح الناتج عن حمض وأساس قويين لا يتحملة لأن أيوناته حيادية لا تتفاعل مع الماء.

صوت الاشارة عند ما شتر

PH 7 لانو PH 7 مع	NaCl	CH <sub>3</sub> -COONa	NH <sub>4</sub> Cl	صيغة الملح
HCl	NaOH	NaOH	CH <sub>3</sub> -COOH	مشتق من
PH=7	الوسط اساسي	الوسط اساسي	الوسط حمضي	طبيعة الوسط

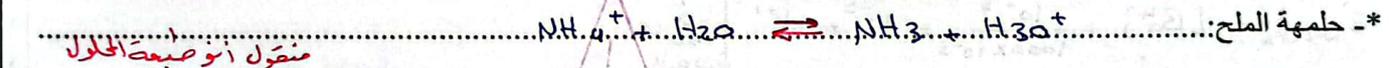
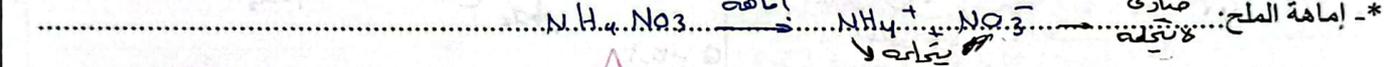
اكتب معادلة إمارة كلوريد البوتاسيوم، حدد طبيعة الوسط، فسر إجابتك.



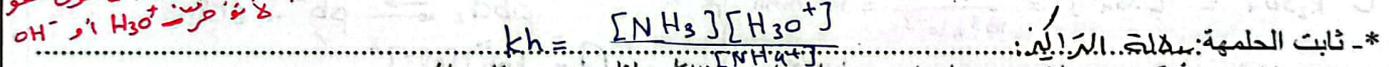
دبا لتاكجلا... يتغير الـ PH... الماء... من 7... لا يتحملة... ملح ناتج من حمض قوي وأساس قوي... في الماء... حلمية

1- حلمية ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

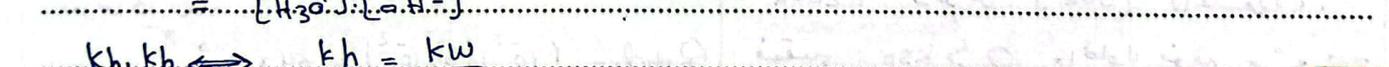
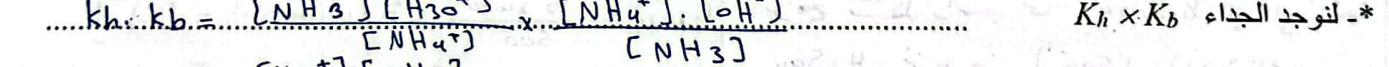
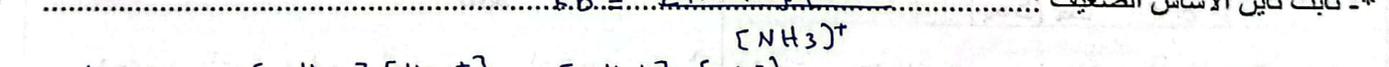
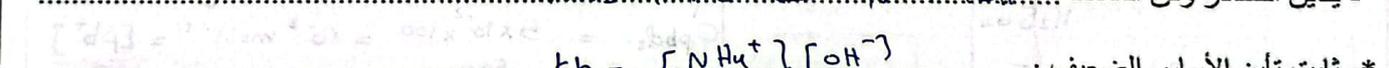
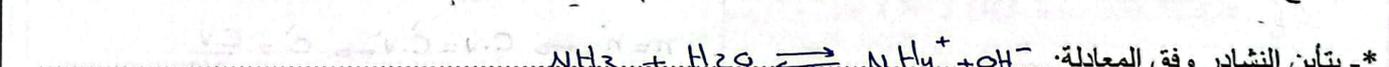
مثال: محلول ملح نترات الأمونيوم. ثا ص ١٥٠ رقم 5:



\* المحلول الناتج عن حلمية هذا الملح:  $PH < 7$  ..... و بسبب تفر الـ  $H_3O^+$



بداية التوازنة:  $K_h = \frac{K_w}{K_a}$  أو  $K_h = \frac{K_w}{K_b}$  ..... استنتج العلاقة بين ثابت الحمضية وثابت تآين الأساس الضعيف.



د حلمية الأملح الناتجة عن حمض قوي وأساس ضعيف:

\* يتحملة الأيون الناتج عن الأساس الضعيف وتكون  $PH < 7$

تطبيق: بالأملح ماني سي جاهز (ما عدي تواتين).

محلول ماني لكلوريد الأمونيوم  $NH_4Cl$  تركيزه  $0.18 \text{ mol.l}^{-1}$  وثابت تآين محلول النشادر عند الدرجة  $25^\circ C$   $1.8 \times 10^{-5}$

احسب: 1- قيمة ثابت حلمية هذا الملح 2- قيمة كل من  $[OH^-]$  و  $[H_3O^+]$  3- قيمة  $PH$ ، ما طبيعة المحلول الناتج؟ 4- النسبة المئوية المتحملة من هذا الملح.

طالما هو تركيز مائها بهي شت الحلقة بدالة التراكيز يعني معادلات و صول

طالما هو تركيز  $[H_3O^+]$  و  $[OH^-]$  يعني

بهي ثابت الحمضية يعني معادلات

و جدول

ضربت بالسيف  
بسطع القامتين

إذا شفت بقاب الحمضة [OH] بفرز بـ [H3O+] البسط والقام وبسطع ka  
أما إذا شفت بقاب الحمضة [H3O+] بفرز بـ [OH] البسط والقام وبسطع kb  
أما إذا ما شفت شفتي بفرز بـ [OH] والبسط والقام

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

$10^{-5} = 10^{-PH}$

$PH = 5$

نتنتج أن الوسط حمضي لأن PH < 7

طع: النسبة المئوية المخلصة:

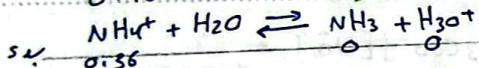
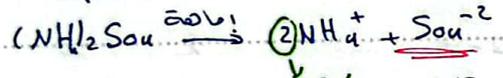
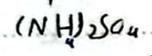
كل 100 mol.l<sup>-1</sup> يتخلص فيه y mol.l<sup>-1</sup>

كل 0.18 mol.l<sup>-1</sup> يتخلص فيه x mol.l<sup>-1</sup>  $10^{-5} = x$

$y = \frac{100 \times 10^{-5}}{0.18} = \frac{10^{-1}}{18} \text{ mol.l}^{-1}$

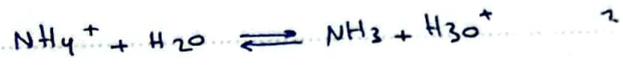
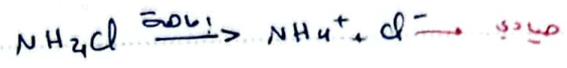
النسبة المئوية المخلصة =  $\frac{10^{-1}}{18} \%$

ملاحظة: إذا كان الملح كبريتات الأمونيوم



$k_h = \frac{k_w}{k_b} = \frac{10^{-14}}{18 \times 10^{-6}} = \frac{10^{-2}}{18}$

$[OH^-] = ?$                        $[H_3O^+] = ?$



$k_h = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{0.18 - x}$

بعد لصونها بما 0.18 ولغنا الثابت

$x^2 = 0.18 \times \frac{10^{-2}}{18} = 10^{-10}$

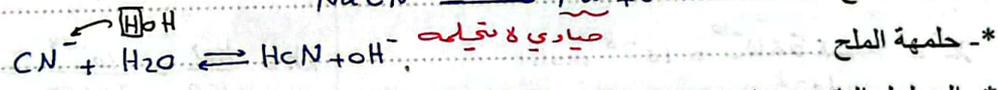
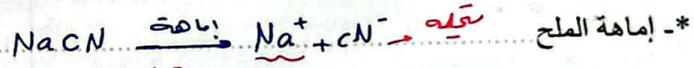
$x = 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1} = [H_3O^+]$

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \rightarrow 10^{-5} \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$[OH^-] = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$

2- حلمة ملح ناتج عن حمض ضعيف و أساس قوي:

مثال: محلول مائي لسيانيد الصوديوم.



\* المحلول الناتج: أساس لأن  $pH > 7$  وسبب تفر  $OH^-$

\* ثابت الحمضة  $k_h = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]}$

استنتج العلاقة بين ثابت الحمضة وثابت تأين الحمض الضعيف.



\* ثابت تأين الحمض الضعيف  $k_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]}$

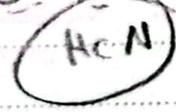
\* لنوجد الجداء  $K_h \times K_a$

$k_h \cdot k_a = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]} \times \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = [OH^-][H_3O^+]$   
 $k_h \cdot k_a = k_w \Rightarrow k_h = \frac{k_w}{k_a}$

نتيجة: عند حلمة الأملاح الناتجة عن حمض ضعيف و أساس قوي:

\* يتحلل الأيون الناتج عن الحمض الضعيف. \* تكون  $pH > 7$  \*  $K_h \times K_a = K_w$

يحتاج إلى الحمض  
الضعيف



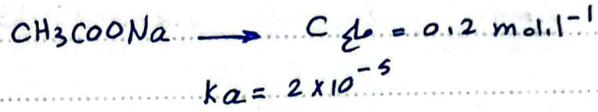
تطبيق:

لدينا محلول مائي لخلات الصوديوم تركيزه  $0.2 \text{ mol.l}^{-1}$  وقيمة ثابت تأين حمض الخل  $2 \times 10^{-5}$  في شروط التجربة.

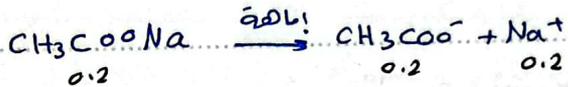
١- احسب قيمة pH هذا المحلول ، ما طبيعة المحلول الناتج.

٢- يضاف إلى المحلول السابق قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم بحيث يصبح تركيزه  $0.01 \text{ mol.l}^{-1}$  احسب النسبة

النوعية المتحللة في هذه الحالة.



بدء	0.2	0	$10^{-2}$
تفاعل	$-x'$	$+x'$	$+x'$
توازن	$0.2 - x'$	$x'$	$(10^{-2} + x')$



بدء	0.2	0	0
تفاعل	$-x$	$+x$	$+x$
توازن	$0.2 - x$	$x$	$x$

قيمة  $x'$  من الثابت

$$k_h = \frac{x' (10^{-2} + x')}{(0.2 - x')}$$

هتدون  
لصغرتا

$$k_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{Na}^+]}{[\text{CH}_3\text{COONa}]} = \frac{x^2}{0.2 - x}$$

أقل لصغرتا امام 0.2 والثابت.

$$k_h = \frac{x' (10^{-2})}{0.2}$$

لكن:

$$k_h = \frac{k_w}{k_a} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-10}$$

$$x' = \frac{0.2 \times 5 \times 10^{-10}}{10^{-2}} = 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1}$$

نعوض:

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

كل  $100 \text{ mol.l}^{-1}$  يتحلل منها  $y \text{ mol.l}^{-1}$   
كل  $0.2 \text{ mol.l}^{-1}$  يتحلل منها  $x' = 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1}$

$$x^2 = 10^{-10}$$

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

$$y = \frac{100 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol.l}^{-1}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times 10^{-5} = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$$

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

$$10^{-9} = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow \text{pH} = 9$$

النسبة المئوية =  $5 \times 10^{-6} \%$

المحلول أساسي لأن  $\text{pH} > 7$

نشاط: محلول مائي لملح سيانيد الصوديوم تركيزه  $0.05 \text{ mol.l}^{-1}$  فإذا علمت أن قيمة ثابت حلمته  $k_h = 2 \times 10^{-5}$  المطلوب:

A

1- احسب pH هذا المحلول  
2- ما طبيعة المحلول الناتج عن حلمة هذا الملح، علل إجابتك.

W

$$x^2 = 2 \times 10^{-5} \times 5 \times 10^{-2}$$

$$x^2 = 10^{-6}$$

A

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

E

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

$$10^{-3} = 10^{-\text{pOH}} \rightarrow \text{pOH} = 3$$

L

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

SC

$$\text{pH} = 14 - 3 = 11$$

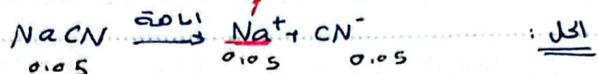
$\text{pH} > 7$  صبغة المحلول الأساسية لأن

(و سبب تركيز  $\text{OH}^-$ )



$$k_h = 2 \times 10^{-5}$$

pH = ?



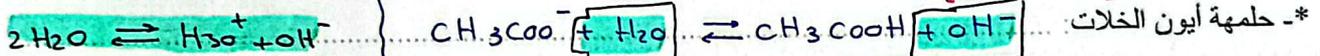
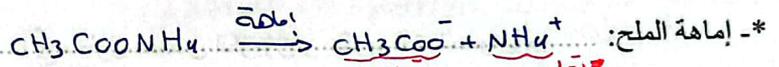
$$k_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{x^2}{0.05-x}$$

تجاه لصغرها امام 0.05 ولصغرها ثابت

3- حلمة ملح ناتج من حمض وأساس ضعيفين.

مثال: خلات الأمونيوم  $\text{CH}_3\text{-COONH}_4$

شرح:



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

استنتج العلاقة بين ثابت الحلمة وثابت تأين الحمض الضعيف وثابت تأين الأساس الضعيف. ← النشادر باطارد هيدروكسيد الأمونيوم

\* نضرب البسط والمقام في علاقة ثابت الحلمة بالجاء الأيوني للماء  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$  فنجد:

$$k_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NH}_3]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{NH}_4^+]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{k_a \cdot k_b}$$

A W A E L SC

$\text{NH}_4\text{Cl}$

نتيجة:

عند حلمهة ملح ناتج من حمض وأساس ضعيفين يتحلله جزئي الملح الحمضي و الأساسي وتتوقف طبيعة المحلول الناتج عن حلمهة هذه الأملاح على قوة الحمض و الأساس.

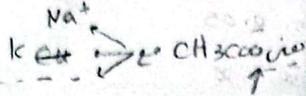
ونميز الحالات الثلاث الآتية:

.....  $k_a > k_b$  -\*

.....  $k_a < k_b$  -\*

.....  $k_a = k_b$  -\*

المحاليل المنظمة:  $\text{pH}$  حراسه



يتألف المحلول المنظم للحموضة من محلول لحمض ضعيف وأحد أملاحه الذوابة ( مثال محلول حمض الخل وخلات الصوديوم)

أو محلول لأساس ضعيف وأحد أملاحه الذوابة ( مثال محلول لهدروكسيد الأمونيوم و كلوريد الأمونيوم)

والمحلول المنظم: هو محلول يحد من تغيرات الـ  $\text{pH}$  عندما نضيف كمية قليلة من حمض قوي أو أساس قوي.

نشاط: أحد المحاليل الآتية يعتبر محلول منظم للحموضة:

(a) محلول لحمض كلور الماء وكلوريد الصوديوم. (b) محلول لهدروكسيد الصوديوم وكلوريد الصوديوم.

(c) محلول لحمض النمل وخلات الصوديوم. (d) محلول لحمض الكربون وبيكربونات الصوديوم.  $\text{NaHCO}_3$

الدرس الثالث : المعايرة الحجمية

أبزر صبح



موضوع: بالمعادلة الأيونية برفع كلسي صيادي

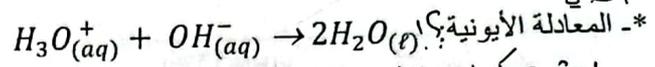
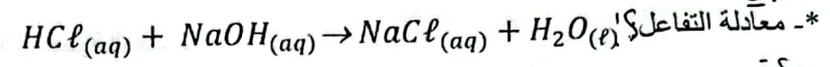
تهدف المعايرة الحجمية إلى تحديد تركيز أحد المواد المتفاعلة بتفاعلها مع محلول قياسي تركيزه معلوم ومحدد بدقة.

A  
W  
A

الحيادي كحولي  
بيني من القوي

1- معايرة حمض قوي (أساس قوي): ياي بعد ال (P) بالسمات (قياسي).

مثال: معايرة حمض كلور الماء بهيدروكسيد الصوديوم.



شرح: قبل الإضافة صب ياي باليسر لاشد  
الإضافة ائكي المعادلة الأيونية وروما  
نقص ال [L] يدي باليسر و pH ↑

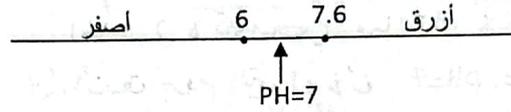
اشرح كيف تغير pH أثناء المارة ؟!

\* قبل إضافة الأساس كان المحلول حمضياً وكانت  $pH < 7$  وعند إضافة الأساس تدريجياً تتحد  $OH^-$  المضافة مع  $H_3O^+$  لتكوين الماء فينقص  $[H_3O^+]$  وتزداد ال pH حتى نقطة نهاية المعايرة والتي تسمى نقطة التكافؤ فتصبح  $pH = 7$  لأن

أيونات الملح الناتج حيادية لا تتحد مع الماء (لا تحصل عملية الحلمهة)

وبإضافة أي قطرة من الأساس يصبح المحلول أساسياً  $pH > 7$

المشعر المناسب لتحديد نقطة نهاية المعايرة هو أزرق بروم التيمول لأن  $pH = 7$  تقع ضمن مجاله  $6 \rightarrow 7.6$  حيث:



وعند نقطة التكافؤ يكون:  $n(H_3O^+) = n(OH^-)$   
 $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

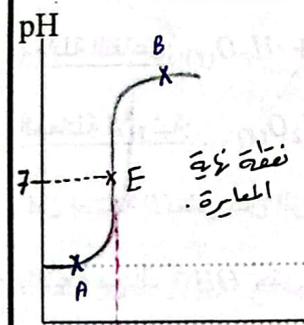
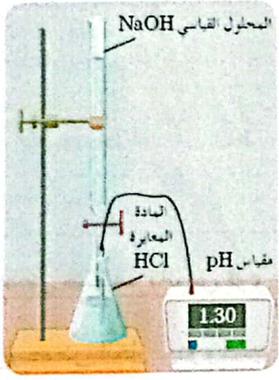
\* تطبيق (1)

عند معايرة محلول حمض الكبريت تركيزه  $0.05 \text{ mol.L}^{-1}$  بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه  $0.2 \text{ mol.L}^{-1}$  لزم  $20 \text{ mL}$  منه لإتمام المعايرة.

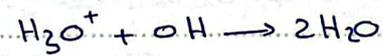
1- اكتب معادلة التفاعل الحاصل، ثم اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

2- احسب حجم محلول حمض الكبريت اللازم لإتمام المعايرة.

3- استنتج قيمة pH المحلول عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة.



A: الوسط صمفي لظنو  $pH < 7$   
B: الوسط أساسي لأنو  $pH > 7$



ط (ب): طريقة اولى: اعتماداً على معادلة التفاعل ..... طريقة ثانية: اعتماداً على المعادلة الأيونية: اللازم لتتمام المعايرة

عند نقطة نهاية المعايرة:  $n \cdot H_2SO_4 = n \cdot NaOH$   
 $2 \cdot C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$

$C_{H_2SO_4} \cdot V = C_{NaOH} \cdot V$

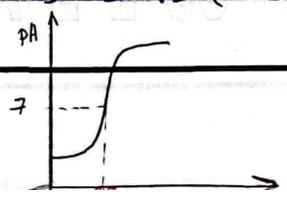
$2 \times 5 \times 10^{-2} \times V = 2 \times 10^{-1} \times 20$

$2C_a \cdot V = C_b \cdot V'$   
 $2 \times 5 \times 10^{-2} \times V = 2 \times 10^{-1} \times 20$   
 $V = 40 \text{ mL}$

$V = \frac{2 \times 10^{-1} \times 20}{2 \times 5 \times 10^{-2}} = 40 \text{ mL}$

ط (ج):  $pH = 7$  لأن أيونات الملح صابوية لا تتحد مع الماء  
(ط د) تتعدى  $pH$  وتغير  $pH$  عن 7

طريقة اولى بنسبة للأشكال:  
طريقة ثانية بنسبة على عدد الأيونات.



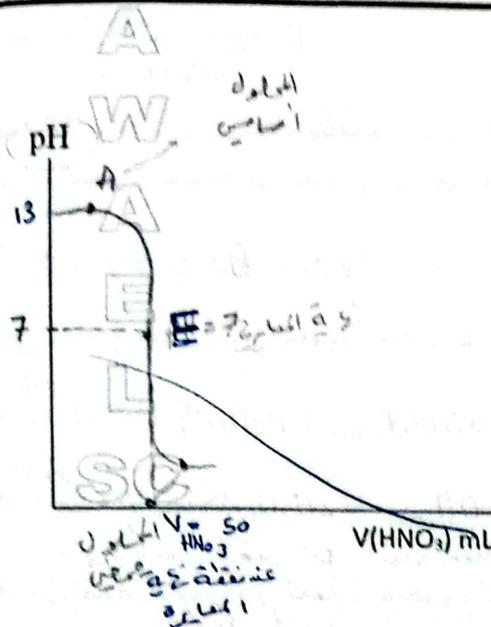
$pH + pOH = 14$   
 $pOH = 13$

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

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow pH = 1$

دورة طارئة إضافية: احسب  $pOH$  محلول الحفص المتحلل

\* نشاط (1)



عند معايرة 50 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه  $0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  بمحلول قياسي لحمض الأزوت تركيزه  $0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  مثلي على الشكل المجاور

منحنى بيانياً لتغيرات قيم pH المحلول بدلالة حجم الحمض المضاف. المطلوب:

1- ما قيمة pH المحلول هيدروكسيد الصوديوم لحظة بدء المعايرة؟

2- بين كيف يتغير كل من  $[\text{OH}^-]$ , pH المحلول خلال عملية المعايرة.

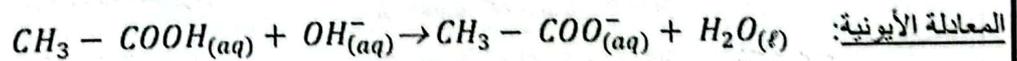
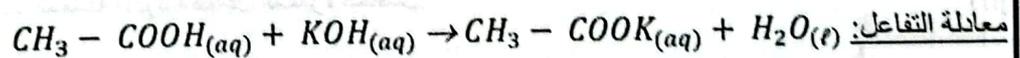
3- ما قيمة pH المحلول عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة؟ فسر ذلك.

4- ما المشعر المناسب لهذه المعايرة؟

- (2) في أثناء الإضافة يتفاعل  $\text{OH}^-$  مع  $\text{H}_3\text{O}^+$  فينقص  $[\text{OH}^-]$  وتبقى pH حتى الوصول لنقطة نهاية المعايرة (pH=7) وأي إضافة تجعل الوسط حمض (pH < 7)
- (3) لأن صيغ أيونات الملح الناتج صيادية لا تتفاعل مع الماء (لا تتحطم) وبالتالي لا تغير pH الماء عن 7
- (4) لأن تركيز بروم التيمول لأن pH=7 عند نقطة نهاية المعايرة في مجال 6 → 7.6

2- معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

مثال: معايرة حمض الخل بهيدروكسيد البوتاسيوم:

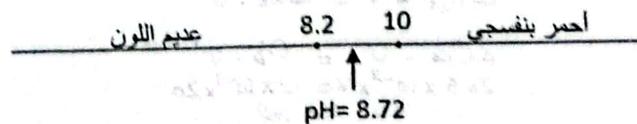
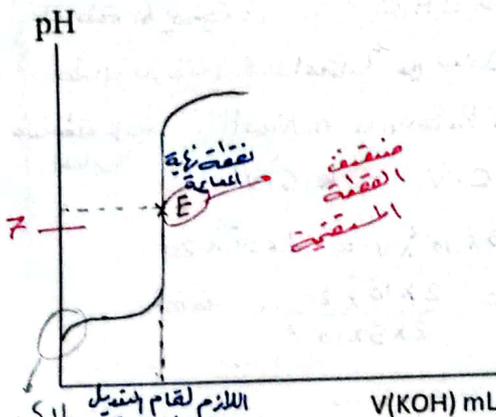


قبل إضافة الأساس كان الوسط حمضي  $\text{pH} < 7$  وعند إضافة الأساس تدريجياً تزداد قيمة الـ pH نتيجة نقصان تركيز الحمض

بتفاعله مع الـ  $\text{OH}^-$  حتى الوصول لنقطة نهاية المعايرة حيث تصبح pH قريبة من 9 ( $\text{pH} = 8.72$ ) لأن أيون الخلات يسلك سلوك

أساس ضعيف. وعند نقطة التكافؤ يكون:  $n(\text{CH}_3 - \text{COOH}) = n(\text{OH}^-)$

المشعر المناسب: الفينول فتالين لأن  $\text{pH} = 8.72$  تقع ضمن مجال 8.2 → 10



\* - تطبيق (٢)

عند معايرة 20 mL من محلول حمض النمل لزم 15 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه  $0.02 \text{ mol.L}^{-1}$  والمطلوب:

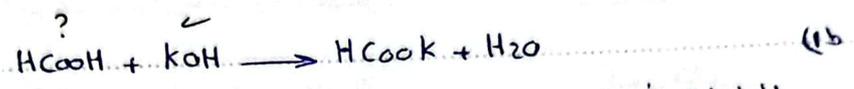
١- اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

٢- احسب تركيز محلول حمض النمل.

٣- احسب كتلة حمض النمل اللازم لتحضير 400 mL من محلوله السابق.

٤- ما هو أفضل المشعرات الواجب استعماله.

$C=12 \quad H=1 \quad O=16$



المعادلة الأيونية:



$n_{\text{HCOOH}} = n_{\text{KOH}}$

$C \cdot V = C' \cdot V'$

$C \times 20 = 2 \times 10^{-2} \times 15$

$C = \frac{2 \times 10^{-2} \times 15}{20} = 15 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

m = ? (١٦)

$m = C \cdot V \cdot M$

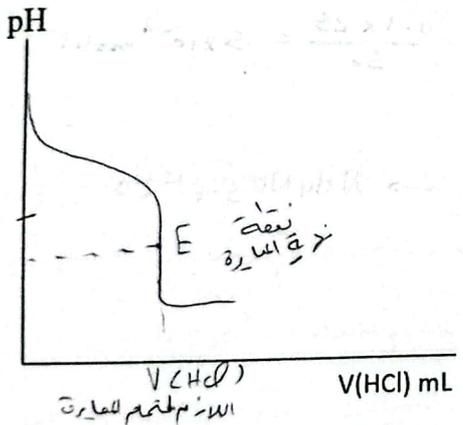
$V = 400 \text{ ml}$

$M_{\text{HCOOH}} = 46 \text{ g.mol}^{-1}$

$= 15 \times 10^{-2} \times 400 \times 10^{-3} \times 46$

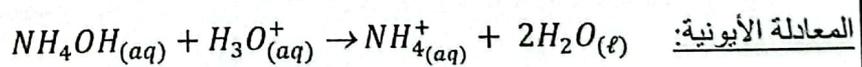
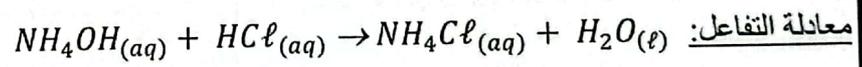
$C = 15 \times 10^{-3}$   
حجم سابق

$m = 276 \times 10^{-3} \text{ g}$



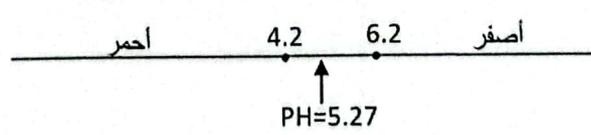
٣- معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة محلول هيدروكسيد الأمونيوم بمحلول قياسي لحمض كلور الماء.



قبل إضافة الحمض كان الوسط أساسي  $pH > 7$  وعند إضافة الحمض تدريجياً ينقص  $[\text{NH}_4\text{OH}]$  بتفاعلها مع  $\text{H}_3\text{O}^+$  فتتفص قيمة الـ  $pH$  حتى نقطة التكافؤ حيث تصبح  $pH$  قريبة من 5 ( $pH = 5.27$ ) لأن أيونات الأمونيوم تسلك سلوك حمض ضعيف.

ويكون:  $n(\text{NH}_4\text{OH}) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$  المشعر المناسب: أحمر الميثيل لأن  $pH = 5.27$  تقع ضمن مجاله  $4.2 \rightarrow 6.2$



جدول يبين مجال بعض المشعرات وتغير لون كل منها قيم  $HP$  الوسط

المشعر	لون المشعر	مجال $HP$ المشعر	لون المشعر
الهليانثين	أحمر	3.1 - 4.4	أصفر
أحمر المثيل	أحمر	4.2 - 6.2	أصفر
أزرق بروم التيمول	أصفر	6 - 7.6	أزرق
فينول فتالين	عديم اللون	8.2 - 10	بنفسجي

\* - نشاط:

يُعَير 50 mL من محلول هيدروكسيد الأمونيوم بمحلول حمض الأزوت تركيزه  $0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  فيلزم منه 25 mL لإتمام المعايرة، والمطلوب: 1- اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

2- احسب تركيز محلول هيدروكسيد الأمونيوم المستعمل.

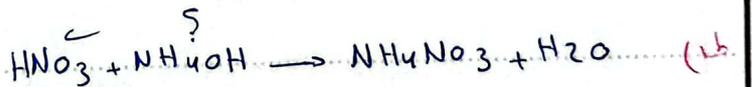
pH

V(HNO<sub>3</sub>) mL

الحل: عند نقطة المعايرة  $n(\text{HNO}_3) = n(\text{NH}_4\text{OH})$

$$0.1 \times 25 = C' \times 50 \quad (ط)$$

$$C' = \frac{0.1 \times 25}{50} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$



تركيز المادة في جزء من المية يادي تركيزها في المية  
 من امو معا  $n(H_3O^+) = n(OH^-)$  سادقت يكون خدي  
 صحتي انا ماسي

المسألة الأولى من الكتاب:

محلول مائي حمض كلور الماء تركيزه  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  المطلوب:

1- احسب قيمة  $pH$  محلول هذا الحمض.

2- لمعايرة  $20 \text{ mL}$  من محلول الحمض السابق يلزم  $5 \text{ mL}$  من هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز  $0.02 \text{ mol.L}^{-1}$  وحجم  $V_2$

من هيدروكسيد البوتاسيوم ذي التركيز  $0.05 \text{ mol.L}^{-1}$  والمطلوب:

(a) اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

(b) احسب حجم هيدروكسيد البوتاسيوم اللازم لإتمام المعايرة.

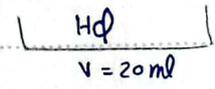
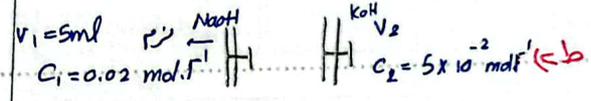
(c) احسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى  $10 \text{ mL}$  من الحمض السابق لتصبح  $pH=3$  طماندي عدد هجر

ما صحتي جيب  
 $[H_3O^+]$

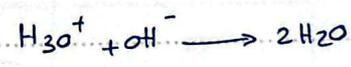
ط (a)  $[H_3O^+] = C_a = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

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

$10^{-2} = 10^{-pH} \Rightarrow pH=2$



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



عند نقطة خترة المعايرة:

$n.H_3O^+ = n_1(OH^-) + n_2(OH^-)$  لا تويي  
 بالجماعة  
 انسي

$C_a \cdot V = C_1 \cdot v_1 + C_2 \cdot v_2$

$C_a \cdot V = C_b \cdot v_1 + C_b \cdot v_2$

$10^{-2} \times 20 = 2 \times 10^{-2} \times 5 + (5 \times 10^{-2} \times v_2)$

$10^{-2} \times 20 - 10 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-2} \times v_2$

$10 \times 10^{-2} = 10^{-2} \times 5 \times v_2$

$v_2 = 2 \text{ mL}$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1} = C_a'$

$n.HCl = n.HCl$

$C_a \cdot V = C_a' \cdot V'$

$10^{-2} \times 10 = 10^{-3} \times (10 + V_{s6})$

$\frac{10^{-2} \times 10}{10^{-3}} = 10 + V_{s6}$

$100 - 10 = V_{s6}$

$V_{s6} = 90 \text{ mL}$

ملاحظة: في فرقة وقت بطيكي شغلته وهذول المحلول

بكونو صفت ميا جيب طاني وقت يدك عبي تركيز

بتحسب  $n.H_3O^+ = n.OH_1 + n.OH_2$

إما وقت يكون عندك بالبسر فلتين صفها هي

بالجماعة يتفاعل مع وحدة من

المسألة الرابعة:

انضيت عينة مقدارها 4.24 g من كربونات الصوديوم وكوريد الصوديوم في الماء، وأكمل الحجم إلى 100mL إذا علمت انه يلزم

لمعايرة المحلول السابق 50ml من محلول حمض كلور الماء تركيزه 0.4 mol.L<sup>-1</sup> المطلوب:

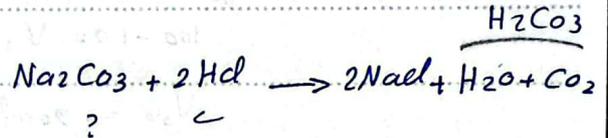
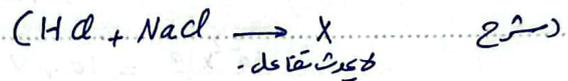
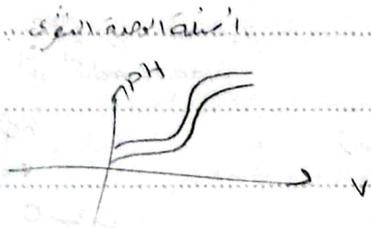
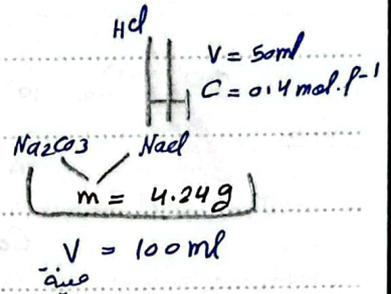
1- اكتب المعادلة المعبرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

2- احسب تركيز كربونات الصوديوم في المحلول السابق.

3- احسب النسبة المئوية لكل من الملح في العينة.

الكتل الذرية: ( Na = 23 / C = 12 / O = 16 / Cl = 35.5 / H = 1 )

A  
W  
A  
E  
L  
SC



نسبة المئوية:  
 Na2CO3 1.06g عينة في 4.24g كل  
 " y g عينة في 100g كل  
 $y = \frac{100 \times 1.06}{4.24} = 25g$

عند نقطة المعايرة:  $2n_{Na2CO3} = n_{HCl}$   
 $2C \cdot V = C' \cdot V'$   
 $2C \cdot 100 = 0.4 \cdot 50$

Na2CO3 = 25%  
 NaCl = 100% - 25% = 75%

$C = \frac{0.4 \times 50}{2 \times 100} = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$

أولاً: حسب كتلة المادة المتفاعلة Na2CO3 في العينة

$m = C \cdot M \cdot V$  عينة  
 $= 0.1 \times 106 \times 100 \times 10^{-3}$   
 $m = 1.06g$   
 Na2CO3