# أسئلة وزارية (الحموض والقواعد)

## الدورات (1997-2000)

### دورة 1997

أ- المادة التي تسلك سلوكاً حمضياً وفق مفهوم لويس:

أ- $Cl^-$

ب- $OH^-$

ج- $B(OH)_3$

د- $NH_3$

ب- يبين الجدول المجاور ثوابت التأين ($K_a$) لبعض الحموض:

| الحمض | $K_a$ |
|---|---|
| HF | $7.2 \times 10^{-4}$ |
| HCN | $4.0 \times 10^{-10}$ |
| $CH_3COOH$ | $1.8 \times 10^{-5}$ |

1- ما القاعدة المرافقة لكل من الحموض المذكورة؟

$F^-$ , $CN^-$ , $CH_3COO^-$

2- اكتب صيغة الحمض الأقوى.

HF

3- اكتب صيغة الحمض الذي تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى.

HCN

ج- محلول منظم حجمه (1 L)، مكون من القاعدة $NH_3$ تركيزها 0.4 M والملح $NH_4Cl$ مجهول التركيز، فإذا علمت أن (pH) للمحلول = 9 ، وأن $K_b$ لـ $NH_3$ = ($2 \times 10^{-5}$)، وأن $K_w = 1 \times 10^{-14}$ فأجب عما يأتي:

1- اكتب صيغة الأيون المشترك في المحلول.

$NH_4^+$

2- احسب تركيز الملح $NH_4Cl$ في المحلول.

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9} = 1 \times 10^{-9}$ M

$[OH^-] = Kw[H3O+] = 1 \times 10\text{-}141 \times 10\text{-}9 = 1 \times 10^{-5}$ M

$$K_b = [OH\text{-}] [ NH4+][NH3]$$

$$2 \times 10^{-5} = 1 \times 10\text{-}5 [ NH4+]0.4$$

$[NH_4^+] = [NH_4Cl] = 0.8$ M

3- ماذا يصبح $[OH^-]$ في المحلول المنظم إذا أضيف إليه 0.2 mol من HCl ؟

(اهمل التغير في الحجم)

$[HCl] = nV = 0.2$ mol$1$ L $= 0.2$ M

$$K_b = [OH\text{-}] [ NH4+][NH3]$$

$$2 \times 10^{-5} = [OH\text{-}] (0.8 + 0.2)(0.4 - 0.2) = [OH\text{-}] (1)(0.2)$$

$[OH^-] = 0.4 \times 10^{-5} = 4 \times 10^{-6}$ M

## دورة 1998

أ- انقل الإجابة الصحيحة لكل فقرة إلى دفتر إجابتك:

1- إذا كانت قيمة pH تساوي (3) لمحلول من الحمض الضعيف HA تركيزه (0.1 M). فإن قيمة $K_a$ لهذا الحمض تساوي:

أ- $1 \times 10^{-5}$

ب- $1 \times 10^{-6}$

ج- $1 \times 10^{-7}$

د- $1 \times 10^{-8}$

2- أي من محاليل الأملاح الآتية له أقل رقم هيدروجيني (pH):

أ- $NaNO_3$

ب- $KCN$

ج- $Na_2CO_3$

د- $NH_4Cl$

ب- وضّح المقصود بالقاعدة حسب مفهوم لويس.

القاعدة: مادة يمكنها منح زوج أو أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل.

ج- في التفاعل الآتي:

$$HF_{(aq)} + HCO_{3\,(aq)}^{-} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)} + F_{(aq)}^{-}$$

1- حدد الزوجين المرافقين من الحمض والقاعدة.

$(HF/F^-)$ , $(HCO_3^-/H_2CO_3)$

2- بين أي الاتجاهين يرجح الاتزان علماً بأن لـ $HF = 7.2 \times 10^{-4}$ ولـ $H_2CO_3 = 4.3 \times 10^{-7}$ .

يرجح الاتزان جهة النواتج (الاتجاه الأمامي).

د- بيّن ما يحدث لقيمة pH ( تقل ، تزداد ، تبقى ثابتة) في الحالات التالية، ثم فسّر إجابتك.

1- عند إضافة ملح $NaNO_2$ إلى محلول $HNO_2$ .

تزداد.

2- عند إضافة ملح $NH_4Cl$ إلى محلول $NH_3$.

تقل.

## دورة 1999

أ- انقل الإجابة الصحيحة إلى دفتر إجابتك.

أي من الآتية يسلك كحمض في تفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى حسب مفهوم برونستد ولوري؟

أ- $CO_3^{2-}$

ب- $H_2S$

ج- $H_2SO_3$

د- $HCO_3^-$

ب- محلول منظم حجمه (1 L)، مكون من $N_2H_4$ بتركيز (0.1 M) وملح $N_2H_5Br$ بتركيز (0.2 M)، فإذا علمت أن $K_w = 1 \times 10^{-14}$ و $K_b\ (N_2H_4) = 1 \times 10^{-6}$ :

1- اكتب معادلة تأين $N_2H_4$ في الماء.

$$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$$

2- اكتب صيغة الأيون المشترك في المحلول.

$N_2H_5^+$

3- احسب قيمة pH بعد إضافة (2 g) من NaOH الصلب إلى المحلول المنظم (اهمل التغير في الحجم) علماً بأن الكتلة المولية لـ NaOH = 40 g/mol

أحسب عدد مولات القاعدة NaOH :

$n = mMr = 2\ g40\ g/mol = 0.05\ mol$

أحسب تركيز القاعدة NaOH :

$M = nV = 0.05\ mol1\ L = 0.05\ M$

$$K_b = [OH-]\ [\ N2H5+][N2H4]$$

$$1 \times 10^{-6} = [OH-]\ (0.2 - 0.05)(0.1 + 0.01) = [OH-]\ (0.15)(0.15)$$

$[OH^-] = 1 \times 10^{-6}\ M$

$[H_3O^+] = Kw[OH-] = 1 \times 10-14 1 \times 10-6 = 1 \times 10^{-8}$ M

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1 \times 10^{-8}) = 8$

ج- ادرس الجـدول المجـاور والـذي يـبين قيـم $K_a$ لبعـض الحموض ثم أجب عما يأتي:

| الحمض | $K_a$ |
|---|---|
| HB | $5 \times 10^{-10}$ |
| HX | $2 \times 10^{-5}$ |
| HZ | $4 \times 10^{-7}$ |

1- اكتب صيغة الحمض الأضعف.

HB

2- رتـب محاليـل الأملاح NaB , NaX , NaZ المتساويـة فـي التركيـز تصاعـدياً حسب زيادة الرقم الهيدروجيني.

NaB > NaZ > NaX

3- احسب $[H_3O^+]$ لمحلول من HZ تركيزه ($1 \times 10^{-3}$ M).

$K_a = [H3O+] [ Z-][HZ] = [H3O+]2[HZ]$

$4 \times 10^{-7} = [H3O+]21 \times 10-3$

$[H_3O^+] = 4 \times 10-10 = 2 \times 10^{-5}$ M

د- تزداد قيمة pH عند إذابة الملح NaF في الماء ... فسر ذلك.

الملح NaF قاعدي، عند إذابته في الماء يتفكك وفق المعادلة:

$NaF \xrightarrow{H2O} Na^+ + F^-$

يتفاعل أيون $F^-$ مع الماء وفق المعادلة الآتية:

$F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$

فيزداد تركيز أيون الهيدروكسيد وتزداد قيمة pH .

هـ- قارن بين المركبين ($NCl_3$) و ($BCl_3$) من حيث السلوك كحمض أو قاعدة (حسب مفهوم لويس).

المركب: $NCl_3$ قاعدة، والمركب: $BCl_3$ حمض.

## دورة 2000

أ- انقل إلى دفتر إجابتك الإجابة الصحيحة للفقرة الآتية:

المادة التي تعد من حموض لويس من المواد الآتية هي:

أ) $H_2O$

ب) $Zn^{2+}$

ج) $OH^-$

د) $NH_3$

ب- اعتماداً على الجدول المجاور والذي يمثل قيمة ثابت التأين ($K_b$) لعدد من القواعد الضعيفة، أجب عما يأتي:

| صيغة القاعدة | $K_b$ |
|---|---|
| $NH_2OH$ | $1 \times 10^{-8}$ |
| $CH_3NH_2$ | $4 \times 10^{-4}$ |
| $C_6H_5NH_2$ | $4 \times 10^{-10}$ |
| $N_2H_4$ | $1 \times 10^{-6}$ |

1- اكتب صيغة الحمض المرافق الأقوى.

$C_6H_5NH_3^+$

2- اكتب معادلة تفاعل $NH_2OH$ مع الماء.

$$NH_2OH + H_2O \rightleftarrows NH_2OH_2^+ + OH^-$$

3- حدد الزوجين المرافقين من الحمض والقاعدة في التفاعل السابق.

$(NH_2OH/NH_2OH_2^+)$ , $(H_2O/OH^-)$

4- أيهما أكبر: قيمة pH لمحلول $CH_3NH_2$ أم لمحلول $C_6H_5NH_2$ (التركيز نفسه)؟

$CH_3NH_2$

5- احسب قيمة pH لمحلول $N_2H_4$ تركيزه (0.01 M) مستعيناً بمعادلة التفاعل الآتية:

$$(N_2H_5^+ + OH^- \rightleftharpoons N_2H_4 + H_2O \quad (K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$$K_b = [OH-] [N2H5+][N2H4] = [OH-]2[N2H4]$$

$$1 \times 10^{-6} = [OH-]20.01$$

$$[OH^-] = 1 \times 10-8 = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$pOH = - \log [OH^-] = - \log (1 \times 10^{-4}) = 4$$

$$pH = 14 - 4 = 10$$

ج- فسّر السلوك الحمضي لأيون ($NH_4^+$) وفق مفهوم برونستد - لوري للحمض.

الأيون $NH_4^+$ حمض؛ لأنه مانح بروتون أثناء التفاعل.

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

د- محلول منظّم مكون من حمض ($CH_3COOH$ ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) وتركيزه (0.4 M) وملح $CH_3COONa$ تركيزه (0.5 M) ، أجب عما يأتي: (الكتلة المولية لـ NaOH = 40 g/mol)

1- اكتب صيغة الأيون المشترك.

$CH_3COO^-$

2- احسب تركيز ($H_3O^+$) في المحلول.

$$K_a = [H3O+] [CH3COO-][CH3COOH]$$

$$2 \times 10^{-5} = [H3O+] \times 0.5 \; 0.4$$

$$[H_3O^+] = 1.6 \times 10^{-5} \text{ M}$$

3- كم غراماً من (NaOH) الصلب يجب إذابتها في لتر من المحلول المنظم لتصبح قيمة pH للمحلول النهائي = 5 ؟

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5} = 1 \times 10^{-5}$ M

$$K_a = [H3O+] [CH3COO-][CH3COOH]$$

$$2 \times 10^{-5} = 1 \times 10\text{-}5 \times (0.5 + x) (0.4 - x)$$

$$2 = (0.5 + x) (0.4 - x)$$

$0.8 - 2x = 0.5 + x$

$0.8 - 0.5 = x + 2x$

$3x = 0.3$

$x = 0.1$ M = [NaOH]

n = M x V = 0.1 x 1 = 0.1 mol

m = n x $Mr$ = 0.1 x 40 = 4 g