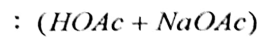


س 1 عرف المحاليل الواقية مع ذكر الأمثلة، ثم أكتب قانون حساب درجة حموضة كل نوع منها. (10 درجات)

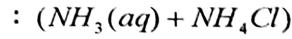
الحل: المحاليل الواقية أو الموقية هي المحاليل التي تقاوم من تغيرات قيمة pH المزيج المدروس لدى إضافة الحمض أو الأساس إليه بكمية محدودة. من أهم المحاليل الواقية تلك التي تتشكل من مزيج لحمض ضعيف مع أحد أملاحه أو من مزيج لأساس ضعيف مع أحد أملاحه مثل:

محلول واقية: حمض ضعيف مع أحد أملاحه



$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

محلول واقية: أساس ضعيف مع أحد أملاحه .

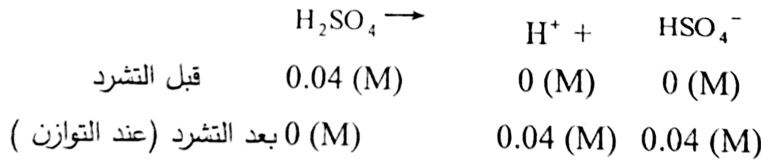


$$pH = 14 - \left(pK_b + \log \frac{C_s}{C_b} \right)$$

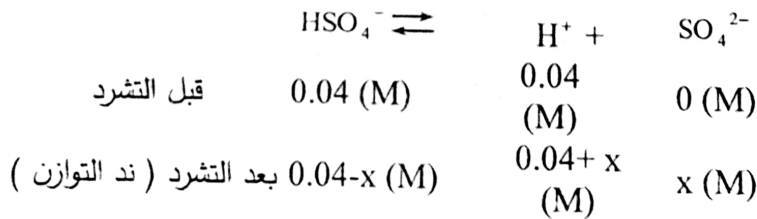
س 2 احسب قيمة pH محلول حمض الكبريت تركيزه 0.04M علماً أن $K_a(HSO_4^-) = 1.3 \times 10^{-2}$. (10 درجات)

الحل:

إن حمض الكبريت يتشرد على مرحلتين. الوظيفة الأولى تتشرد بشكل كامل كما يأتي:



وبما أن الوظيفة الحمضية الثانية HSO_4^- ضعيفة فإنها تتشرد بشكل جزئي كما يأتي:



وبالتالي يعطى ثابت التشرد بالعلاقة الآتية:

$$K_a = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$$

$$1.3 \times 10^{-2} = \frac{[0.04 + x][x]}{[0.04 - x]}$$

(2)

وبما أن قيمة K_a كبيرة نوعاً ما فإنه لا يمكن إهمال قيمة x . وبترتيب المعادلة السابقة نجد:

$$x^2 + 0.053x - 5.2 \times 10^{-4} = 0$$

وبحل المعادلة نجد:

$$x = 8.5 \times 10^{-3}M, \quad x = -0.062M$$

وبأخذ قيمه x المقبولة نجد أن تركيز شوارد الهيدروجين في المحلول يساوي:

$$[H^+] = 0.04M + x = 0.04 + 8.5 \times 10^{-3} = 0.049M \Rightarrow$$

$$pH = -\log 0.049 = 1.31$$

(2)

س3: محلول من الإيثانول (C_2H_5OH) في الماء نسبته المئوية الكتلية 10.0% وكثافته 0.984g/mL، أحسب مولاليتها

ومولاليتها، وما هو حجم المحلول الذي يحتوي على 0.125mol من الإيثانول. C:12, O:16, H:1

(12 درجة)

الحل: بما أن النسبة المئوية 10% فهذا يعني أن المحلول الذي كتلته 100g يحتوي على 10g من الإيثانول و 90g من

الماء وبالتالي نحسب المولالية كمايلي:

$$L(\text{mol/kg}) = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

$$\text{moles of solute} = \frac{m}{M_m} = \frac{10}{46} = 0.217$$

$$L(\text{mol/kg}) = \frac{0.217}{90 \times 10^{-3}} = 2.41 \text{mol/kg}$$

يتم حساب المولارية من العلاقة:

$$M(\text{mol/L}) = \frac{d(\text{g/mL}) \times (1000\text{mL/1L}) \times m\%}{M_m(\text{g/mol}) \times 100}$$

$$M(\text{mol/L}) = \frac{0.984(\text{g/mL}) \times (1000\text{mL/1L}) \times 10\%}{46(\text{g/mol}) \times 100} = 2.14 \text{mol/L}$$

حساب حجم المحلول الذي يحتوي على 0.125mol من الإيثانول.

$$M(\text{mol/L}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})} \Rightarrow$$

$$V(\text{L}) = \frac{n(\text{mol})}{M(\text{mol/L})} = \frac{0.125}{2.14} = 0.0584 \text{l} = 58.4 \text{ml}$$

(4)

10/10/2019

40: أحسب قيمة pH عند إضافة 0 و 10 و 25 و 26 مل من الكاشف لدى معايرة 50mL من NaCN بتركيزه 0.05M بمحلول HCl تركيزه 0.10M. علماً أن: $K_a \text{ for HCN} = 6.2 \times 10^{-10}$.

(12 درجة)

الحل: نحسب الحجم اللازم من HCl للوصول إلى نقطة التكافؤ وفق العلاقة الآتية:

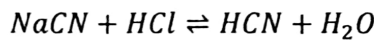
$$N_{NaCN} (eq/L) \cdot V_{NaCN} (mL) = N_{HCl} (eq/L) \cdot V_{HCl} (mL)$$
$$0.05 (eq/L) \cdot 50 (mL) = 0.1 (eq/L) \cdot V_{HCl} (mL) \Rightarrow V_{HCl} = 25 mL$$

- قبل بداية المعايرة: أي عند إضافة 0mL من الكاشف يحتوي المحلول فقط على ملح NaCN القابل للحمهة وبالتالي فإن قيمة pH المحلول تعطى بالعلاقة:

$$pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_a + \log C_s)$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} [9.20 + \log(0.05)] = 10.95$$

- عند إضافة 10mL من HCl يتشكل محلول موقفي مكون من الكمية غير المتفاعلة من الملح NaCN مع حمض HCN المتشكل وفق المعادلة الآتية:



وبالتالي فإن قيمة pH المحلول تعطى بالعلاقة:

$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

حيث يُمثّل C_s تركيز الملح المتبقي و C_a تركيز الحمض المتشكل ويتم حسابهما وفق ما يأتي:

$$C_{NaCN} = \frac{\text{original no. mmol NaCN} - \text{no. mmol HCl added}}{\text{total volume soln}}$$

$$C_{NaCN} = \frac{(50mL \times 0.05M) - (10mL \times 0.1M)}{60mL} = \frac{1.5}{60} M$$

$$C_{HCN} = \frac{\text{no. mmol HCl added}}{\text{total volume soln}} = \frac{10mL \times 0.1M}{60mL} = \frac{1}{60} M$$

$$pH = 9.20 + \log \frac{1.5/60}{1/60} = 9.38$$

- عند إضافة 25mL من HCl أي عند نقطة التكافؤ. يحتوي المحلول على الحمض الضعيف HCN. وبالتالي فإن قيمة pH المحلول تعطى بالعلاقة:

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_a)$$

حيث يُمثّل C_a تركيز الحمض المتشكل و ويتم حسابه كما سبق وفق ما يأتي:

$$C_{NaCN} = \frac{25\text{ml} \times 0.1\text{M}}{75\text{ml}} = 3.33 \times 10^{-2}\text{M}$$

$$pH = 1/2[9.20 - \log(3.33 \times 10^{-2})] = 5.34$$

- عند إضافة 26mL من HCl أي بعد تجاوز نقطة التكافؤ. يحتوي المحلول على فائض الحمض القوي HCl وبالتالي فإن قيمة pH المحلول تعطى بالعلاقة:

$$pH = -\log[H^+]$$

حيث يُمثَّل C_a تركيز الحمض الفائض ويتم حسابه وفق ما يأتي:

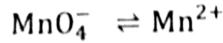
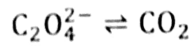
$$C_{HCl} = \frac{\text{no. mmol HCl added} - \text{original no. mmol NaCN}}{\text{total volume soln}}$$

$$C_{HCl} = \frac{(26\text{mL} \times 0.1\text{M}) - (50\text{mL} \times 0.05\text{M})}{76\text{mL}} = 1.31 \times 10^{-3}\text{M}$$

$$pH = -\log(1.31 \times 10^{-3}) = 2.88$$

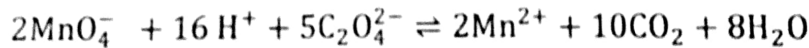
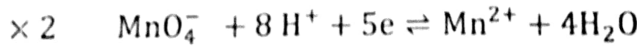
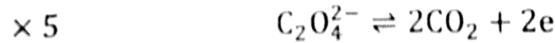
س5: (10 درجات)

يتم ارجاع شوارد البرمنغنات (برمنغنات البوتاسيوم) بوساطة شوارد الحماضات (حمض الحماض) في وسط حمضي (حمض الكبريت) وفق المعادلات النصفية الآتية:

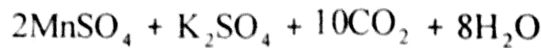
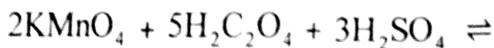


والمطلوب: وازن هذين التفاعلين. ثم اكتب التفاعل الكلي بشكليه الشاردي والجزئي.

الحل



ويكون الشكل الجزئي للتفاعل:



الاسم:
 الدرجة:
 المادة:
 تاريخه:
 رقم الجل:
 الحد: ٣

ص: 6 (16 درجة)

أحسب pCl وكذلك pAg عند معايرة 10 mL من كلوريد الصوديوم بنترات الفضة تركيز كل منهما 0.1N و ($K_{sp} = 1.6 \times 10^{-10}$) عند النقاط الآتية:

- 1- قبل بداية المعايرة
- 2- عند ترسيب 50% من شوارد الكلوريد
- 3- عند نقطة التكافؤ
- 4- بعد تجاوز نقطة التكافؤ بمقدار 10% .

الحل:

نقوم بحساب حجم $AgNO_3$ اللازم للوصول إلى نقطة التكافؤ وفق ما يأتي:

$$N_{Cl^-} (eq/L) \cdot V_{Cl^-} (mL) = N_{Ag^+} (eq/L) \cdot V_{Ag^+} (mL)$$

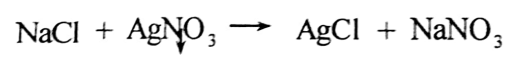
$$0.1 (eq/L) \cdot 10 (mL) = 0.1 (eq/L) \cdot V_{Ag^+} (mL) \Rightarrow V_{Ag^+} = 10 mL$$

- قبل بداية المعايرة: المحلول عبارة عن كلوريد الصوديوم تركيز الكلوريد فيه 0.1 M وبالتالي:

$$pCl = -\log [Cl^-] = -\log 0.1 = 1$$

ولا يمكن تحديد pAg قبل بدء المعايرة لعدم وجود Ag^+ في المحلول.

- خلال المعايرة: عند إضافة نترات الفضة إلى محلول كلوريد الصوديوم يحصل التفاعل الآتي:



يخضع راسب كلوريد الفضة الناتج للتكافؤ المتوازن الآتي:



حيث يتفاعل نترات الفضة مع كمية مكافئة من كلوريد الصوديوم ويبقى في المحلول فائض من كلوريد الصوديوم. يتم حساب

تركيز الكلوريد المتبقي في المحلول كما يأتي:

$$C_{Cl^-} = \frac{\text{original no. mmol } Cl^- - \text{no. mmol } Ag^+ \text{ added}}{\text{total volume soln}}$$

عند ترسيب 50% من شوارد الكلوريد أي إضافة 5mL من نترات الفضة يتم حساب تركيز شوارد الكلوريد المتبقي في المزيج

كما يأتي:

$$C_{Cl^-} = \frac{(10mL \times 0.1M) - (5mL \times 0.1M)}{15mL} = \frac{0.5}{15} M$$

ومنه يكون:

$$pCl = -\log \frac{0.5}{15} = 1.48$$

العدد:
 الدرجة: ١٠٠
 الأسم:
 ويمكن كتابة الحل
 قومي و الحل ٣

$$pAg = 9.8 - 1.48 = 8.32$$

- عند نقطة التكافؤ: في هذه النقطة تكون المعايرة قد انتهت ويكون:

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

$$pAg = pCl = -\log\sqrt{1.6 \times 10^{-10}} = 4.90$$

= =

$$pAg + pCl = pK_{sp} = 9.8$$

$$pCl = pAg = \frac{9.8}{2} = 4.90$$

أو

- بعد تجاوز نقطة التكافؤ: يحتوي المحلول على كمية فائضة من نترات الفضة التي يحسب تركيزها وفق العلاقة الآتية:

$$C_{Ag^+} = \frac{\text{no. mmol } Ag^+ \text{ added} - \text{original no. mmol } Cl^-}{\text{total volume soln}}$$

فعند تجاوز نقطة التكافؤ بمقدار 10%، أي عند إضافة 11mL من نترات الفضة يتم حساب تركيزها الفائض في المحلول كما يأتي:

$$C_{Ag^+} = \frac{(11mL \times 0.1M) - (10mL \times 0.1M)}{21mL} = \frac{0.1}{21} M$$

وبالتالي يكون:

$$pAg = -\log \frac{0.1}{21} = 2.32$$

$$pCl = 9.8 - 2.32 = 7.48$$