تلخيص التحليلية الحجمية الوزنية (٣)

وحدات التعبير عن التركيز:

التركيز : تعبير يوضح المقدار النسبي للمذاب لكل وحدة حجم أو وحدة كتلة من المحلول .

المولارية : عدد مولات المذاب لكل لتر من المحلول .

الفورمالية : عدد مولات المذاب بغض النظر عن الشكل الكيميائي لكل لتر من المحلول .

العيراية : عدد تكافؤ المذاب لكل لتر من المحلول .

المولية : عدد مولات المذاب لكل كيلو جرام من المذيب .

الوزن المكافئ : كتلة مركب تجتوي على مكافئ واحد .

النسبة المئوية للوزن : جرام من المذاب لكل ١٠٠ جرام من المحلول (%w/w) .

النسبة المئوية للحجم : مل لترات من المذاب لكل ١٠٠ بتر من المحلول (%v/v) .

نسبة الوزن الى الحجم المئوية : جرام من المذاب لكل ١٠٠ مل من المحلول (%w/v) .

الجزء من المليون : ميكروجرام من المذاب لكل غرام من المحلول (ppm) .

الجزء من المليار : نانو جرام من المذاب لكل جرام من المحلول (ppb) .

وظيفة p حساب اللوغاريتم للحمض والقاعدة : **pX = -log(x)**

مثال / the pH of a solution that is 0.10 M H+ is

pH = –log[H+] = –log(0.10) = 1.00

pH of 5.0 x 10–13 M H+ is

pH = –log[H+] = –log(5.0 x 10–13) = 12.30

النقل الكمي : عملية نقل عينة من حاوية إلى أخرى بطريقة تضمن نقل جميع المواد .

التخفيف : عملية تحضير محلول أقل تركيز من محلول أكثر تركيز .

A concentrated solution of aqueous ammonia is 28.0% w/w NH_3 and has a density of 0.899 g/mL. What is the molar concentration of NH_3 in this solution?

SOLUTION

$$\frac{28.0\text{ g NH}_3}{100\text{ g solution}} \times \frac{0.899\text{ g solution}}{\text{mL solution}} \times \frac{1\text{ mole NH}_3}{17.04\text{ g NH}_3} \times \frac{1000\text{ mL}}{\text{liter}} = 14.8\text{ M}$$

طريقة الحل باستخدام قانون تحضير المواد السائلة :

المعطيات :

% = 28

الكثافة = 0.899

الوزن الجزيئي = 12+3 = 17

القانون هو : $\frac{\%\,(d)(10)}{M.wt}$

$$\frac{28(0.899)(10)}{17} = 14.8\ M$$

The maximum allowed concentration of chloride in a municipal drinking water supply is 2.50×10^2 ppm Cl^-. When the supply of water exceeds this limit, it often has a distinctive salty taste. What is this concentration in moles Cl^-/liter?

SOLUTION

$$\frac{2.50 \times 10^2 \text{ mg } Cl^-}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ mole } Cl^-}{35.453 \text{ g } Cl^-} = 7.05 \times 10^{-3} \text{ M}$$

المعطيات :

2.50×10^2 = (ppm)

الوزن الجزيئي = 35.5

نستخدم القانون : $\frac{ppm}{1000 \times M.wt}$

$$= \frac{2.5 \times 10^2}{1000 \times M.wt}$$

$$= \frac{2.5 \times 10^2}{1000 \times 35.5} = 7.05 \times 10^{-3} M$$

What is pNa for a solution of 1.76×10^{-3} M Na_3PO_4?

SOLUTION

Since each mole of Na_3PO_4 contains three moles of Na^+, the concentration of Na^+ is

$$[Na^+] = \frac{3 \text{ mol } Na^+}{\text{mol } Na_3PO_4} \times 1.76 \times 10^{-3} \text{ M} = 5.28 \times 10^{-3} \text{ M}$$

and pNa is

$$\text{pNa} = -\log[Na^+] = -\log(5.28 \times 10^{-3}) = 2.277$$

What is the $[H^+]$ in a solution that has a pH of 5.16?

SOLUTION

The concentration of H^+ is

$$\text{pH} = -\log[H^+] = 5.16$$

$$\log[H^+] = -5.16$$

$$[H^+] = \text{antilog}(-5.16) = 10^{-5.16} = 6.9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

نظرية أرهينيوس :-

الحمض: من العناصر التي يمكنها التبرع ببروتون (H^+) .

القاعدة : من الناصر التي يمكنها التبرع بأيونات (OH^-).

نظرية برونيستد :-

الحمض : يعطي بروتون (H^+) .

القاعدة : تكسب بروتون (H^+).

التعادل : هو التفاعل بين حمض وقاعدة .

اختيار المعايرة : يمكن استخدام أي حمض أو قاعدة قوية كمعاير .

الأحماض القوية والأحماض الضعيفة أمثلة عليها :

حمض قوي	حمض ضعيف
HCl هيدروكلوريك	**CH_3COOH** حمض الاستيك / الخليك
HNO_3 حمض النيتريك	**NH_4** حمض الأمونيوم
$HClO_4$ حمض البيروكلوريك	**HF** حمض الهيدروفلوريك
H_3PO_4 حمض الفوسفوريك	**H_2CO_3** حمض الكربونيك
	HNO_2 حمض النتروز
	H_2S كبريتيد الهيدروجين
	HCN الهيدروسيانيك

القواعد القوية والقواعد الضعيفة أمثلة عليها :

قاعدة قوية	قاعدة ضعيفة
NaOH هيدروكسيد الصوديوم	امين استيت
KOH هيدروكسيد البوتاسيوم	**CO_3^{-2}** كاربونيت
$Mg(OH)_2$ هيدروكسيد المغنيسيوم	**F^-** أيون الفلورايد
$Ba(OH)_2$ هيدروكسيد الباريوم	**Na_2CO_3** كربونات الصوديوم
NH_4OH هيدروكسيد الأمونيوم	

أنواع معايرات الأحماض والقواعد :

١- حمض قوي مع قاعدة قوية . الكواشف (الدليل) : ميثيل أورنج أو فينول فيثانيل .

٢- حمض قوي مع قاعدة ضعيفة . الكواشف (الدليل) : ميثيل أورنج .

٣- حمض ضعيف مع قاعدة قوية . الكواشف (الدليل) : فينول فيثانيل .

٤- حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة . الكواشف (الدليل) : لا يوجد

ميزات الحمض القوي والقاعدة القوية في منحنى المعايرة :

١- يبدأ الرقم الهيدروجيني منخفض ما يعكس ارتفاع [H_3O^+] للحمض القوي ويزيد تدريجيًا حيث يتم تعادل الحمض بواسطة القاعدة المضافة .

٢- فجأة يرتفع الرقم الهيدروجيني وهذا يحدث على الفور بالقرب من نقطة التكافؤ بالنسبة لهذا النوع من المعايرة يكون الرقم الهيدروجيني (7) عند نقطة التكافؤ .

٣- بعد نقطة التكافؤ الرقم الهيدروجيني يزيد ببطء كلما زادت إضافة القاعدة .

Problem . Consider the titration of 40.0 mL of 0.100 M HCl with 0.100 M NaOH.

$$M1V1 = M2V2$$

المعطيات

M1= 0.100 M M2= 0.100 M

V1= 40 ml V2= ?

$$V2 = \frac{M1V1}{M2}$$

$$V2 = \frac{0.100 \times 40}{0.100} = 40\ ml$$

Summary volumetric analysis (3)

concentration: An expression stating the relative amount of solute per unit volume or unit mass of solution.

Molarity: The number of moles of solute per liter of solution (M).

Formality: The number of moles of solute, regardless of chemical form, per liter of solution (F).

Normality: The number of equivalents of solute per liter of solution (N).

Molality :The number of moles of solute per kilogram of solvent (m).

Equivalent weight: The mass of a compound containing one equivalent (EW).

Weight percent: Grams of solute per 100 g of solution. (% w/w).

Volume percent: Milliliters of solute per 100 mL of solution (% v/v).

Weight-to-volume percent: Grams of solute per 100 mL of solution (% w/v).

Parts per million: Micrograms of solute per gram of solution; for aqueous solutions the units are often expressed as milligrams of solute per liter of solution (ppm).

Parts per billion: Nanograms of solute per gram of solution; for aqueous solutions the units are often expressed as micrograms of solute per liter of solution (ppb).

p-function:

A function of the form pX, where**: pX = -log(X).**

Thus, the pH of a solution that is 0.10 M H+ is

pH = –log[H+] = –log(0.10) = 1.00

and the pH of 5.0 x 10–13 M H+ is

pH = –log[H+] = –log(5.0 x 10–13) = 12.30

Quantitative transfer: The process of moving a sample from one container to another in a manner that ensures all material is transferred.

Dilution: The process of preparing a less concentrated solution from a more concentrated solution.

A concentrated solution of aqueous ammonia is 28.0% w/w NH_3 and has a density of 0.899 g/mL. What is the molar concentration of NH_3 in this solution?

SOLUTION

$$\frac{28.0\text{ g NH}_3}{100\text{ g solution}} \times \frac{0.899\text{ g solution}}{\text{mL solution}} \times \frac{1\text{ mole NH}_3}{17.04\text{ g NH}_3} \times \frac{1000\text{ mL}}{\text{liter}} = 14.8\text{ M}$$

$$\frac{\%\,(d)(10)}{M.wt} \qquad \frac{28(0.899)(10)}{17} = 14.8\,M$$

The maximum allowed concentration of chloride in a municipal drinking water supply is 2.50×10^2 ppm Cl^-. When the supply of water exceeds this limit, it often has a distinctive salty taste. What is this concentration in moles Cl^-/liter?

SOLUTION

$$\frac{2.50 \times 10^2 \text{ mg } Cl^-}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ mole } Cl^-}{35.453 \text{ g } Cl^-} = 7.05 \times 10^{-3} \text{ M}$$

What is pNa for a solution of 1.76×10^{-3} M Na_3PO_4?

SOLUTION

Since each mole of Na_3PO_4 contains three moles of Na^+, the concentration of Na^+ is

$$[Na^+] = \frac{3 \text{ mol } Na^+}{\text{mol } Na_3PO_4} \times 1.76 \times 10^{-3} \text{ M} = 5.28 \times 10^{-3} \text{ M}$$

and pNa is

$$\text{pNa} = -\log[Na^+] = -\log(5.28 \times 10^{-3}) = 2.277$$

What is the $[H^+]$ in a solution that has a pH of 5.16?

SOLUTION

The concentration of H^+ is

$$\text{pH} = -\log[H^+] = 5.16$$

$$\log[H^+] = -5.16$$

$$[H^+] = \text{antilog}(-5.16) = 10^{-5.16} = 6.9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Arrhenius:-

Acid are species that can DONATE PROTON, H^+.

Base are species that can DONATE HYDROSIDE ions, OH^-.

Bronsted:

Acid it can donate proton, H^+.

Base it can accept proton, H^+.

Neutralization: is the reaction between an acid and a base.

Choosing a Titrant: any strong acid or strong base can be used as titrant.

Strong acid	Weak acid	Strong base	Weak base
Hydrochloric acid (**HCl**) Nitric acid (**HNO_3**) Perchloric acid (**$HClO_4$**) Phosphoric acid (**H_3PO_4**)	Acetic acid **CH_3COOH** Ammonium ion **NH_4** Hydrogen fluoride **HF** Carbonic acid (**H_2CO_3**) Nitrous acid (**HNO_2**), Hydrogen cyanide (**HCN**)	Sodium hydroxide **NaOH** Potassium hydroxide**KOH** Magnesium hydroxide, **$Mg(OH)_2$** Barium hydroxide **$Ba(OH)_2$**	Ammonium hydroxide, **NH_4OH** Amine acetate. Carbonate, **CO_3^{-2}** Fluoride ion, **F^-** Sodium. Carbonate, **Na_2CO_3**

Types of acid-base titration :-

1- Titration of **strong acid** (HCl) with **strong base**(NaOH). (Indicators: ph.ph and MO)

2- Titration of **strong acid** (HCl) with **weak base** (NH3). (Indicators: MO)

3- Titration of **weak acid** (CH3COOH)with **strong base**(NaOH). (Indicators: ph.ph)

4- Titration of **weak acid** (CH3COOH) with **weak base** (NH3). (Indicators: no indicators)

Features of the Strong Acid-Strong Base Titration Curve:

1- The pH starts out low, reflecting the high [H3O+] of the strong acid and increases gradually as acid is neutralized by the added base.

2- Suddenly the pH rises steeply. This occurs in the immediate vicinity of the equivalence point. For this type of titration, the pH is 7.0 at the equivalence point.

3- Beyond this steep portion, the pH increases slowly as more base is added.

Problem . Consider the titration of 40.0 mL of 0.100 M HCl with 0.100 M NaOH.

المعطيات

M1= 0.100 M M2= 0.100 M

V1= 40 ml V2= ?

$$M1V1 = M2V2$$

$$V2 = \frac{M1V1}{M2}$$

$$V2 = \frac{0.100 \times 40}{0.100} = 40\ ml$$