

SOLUTION AQUEUSE NOTION DE PH

Exercices d'application

Exercice 1

A 50°C le produit ionique de l'eau pure est égal à $5,5 \cdot 10^{-14}$.

- 1) Calculer la valeur du K_e cette température.
- 2) Déterminer les concentrations molaires volumiques en ions H_3O^+ et OH^- de cette solution.
- 3) En déduire le PH de l'eau pure à 50°C .
- 4) Considérons une solution aqueuse à 50°C . Pour quelles valeurs de PH Cette solution est-elle
 - 4 a) neutre ?
 - 4 b) acide ?
 - 5 C) basique ?

Exercice 2

On donne $K_e = 2,5 \cdot 10^{-3}$ à 80°C .

- 1) Une solution aqueuse a, à cette température, un PH = 6,5. Est-ce que la solution est acide ou basique ?
- 2) 200 ml d'une solution aqueuse contiennent 10^{-4} mol d'ion OH^- . Quel est son PH ? à 80°C ?
- 3) Le PH d'une solution aqueuse est 4,7 à 80°C . En déduire $[\text{OH}^-]$.

Exercice 3

Dans une fiole jaugée de 250 ml, on met :

- . 25 ml de solution de Na Cl à 0,8 mol/L.
- . 50 ml de solution de CaBr_2 à 0,5 mol/L.
- . $3 \cdot 10^{-2}$ Mol de chlorure de calcium.
- . 10,3 g de bromure de sodium solide.

On complète) 250 ml avec de l'eau distillée.

- 1) Déterminer la quantité de matière (en mol) et la concentration de chaque ion.
- 2) Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

Masses molaire atomiques en g/mol : **Na = 23 ; Cl = 35,5 ; Ca = 40 ; Br. = 80.**

Exercice 4

- 1) Quel volume d'ammoniac NH_3 faut-il dissoudre dans 300 ml d'eau distillée pour obtenir une solution de concentration 10^{-1} mol/L ?

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : 24 mol.L^{-1} . La dissolution se produit sans variation de volume de la solution.

- 2) La solution obtenue à un PH égal à 11,1. Calculer la concentration des ions

H_3O^+ et OH^- qu'elle contient .Est-elle une solution acide, neutre ou basique ?



Exercice 5

Le sulfate de sodium du commerce est un solide ionique hydraté de formule.

- 1) Quelle masse de composé faut-il placée dans une fiole jaugée de 250 ml pour que la solution aqueuse obtenue après dissolution ait une concentration de 0,2 mol/L ?
- 2) Quelles sont alors les concentrations des ions et qu'elle contient, sachant que la dissolution du sulfate de sodium s'accompagne d'une dispersion totale de ses ions ?
- 3) Quelle masse de chlorure de sodium faudrait-il peser pour obtenir 100 ml de solution aqueuse de même concentration en ion Na^+ ?

Exercice 6

Une solution A possède une concentration égale à 10^{-1} mol/L. On prélève 50 ml de A auxquels on ajoute 450 ml d'eau. On obtient une solution B. On dilue B 25 fois. On obtient une solution C.

Déterminer la concentration de C ?

Exercice 7

1.
 - a) Calculer le nombre de moles d'ions Na^+ et Cl^- contenus dans 10 ml d'une solution Décimolaire de chlorure de sodium (Na Cl).
 - b) Vérifier l'électro neutralité de la solution.
2.
 - 2 a) Calculer les concentrations molaires volumiques des ions Ba^{2+} et Cl^- après la dilution.
 - 2 b) Vérifier l'électro neutralité de la solution.
- 3.-On mélange 10 ml de Na Cl de concentration 10^{-1} mol/l et 40 ml de BaCl_2 de concentration 10^{-1} mol/l.
 - 3 a) Calculer les concentrations molaires volumiques des différents ions après le mélange.
 - 3 b) Vérifier l'électro neutralité de la solution.

Exercice 8

En solution aqueuse, l'acide nitrique (HNO_3) est totalement dissocié en ion hydronium H_3O^+ et en ion nitrate NO_3^- . Il en est de même de l'acide chlorhydrique (HCl) qui est dissocié en ions H_3O^+ et en ion Cl^- .

Dans une fiole jaugée de 250 ml, on introduit successivement les composés suivants :

- une solution acide chlorhydrique de volume $V_1 = 40\text{ml}$ et de concentration $c_1 = 0,3\text{mol/l}$
- une solution d'acide nitrique de volume $V_2 = 25\text{ml}$ et de concentration $c_2 = 0,4\text{mol/l}$
- une masse $m_3 = 1\text{g}$ de chlorure de calcium solide (CaCl_2) ;
- une masse $m_4 = 2\text{g}$ de nitrate de calcium solide $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

On complète le tout à 250 ml avec de l'eau distillée.

1.
 - 1 a) Ecrire les équations de dissolution des 4 composés ci-dessus cités et celle de l'autoprotolyse de l'eau.
 - 1 b) Faire le bilan des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2) Déterminer la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.

- 3) En déduire leur concentration.
 - 4) Vérifier que les concentrations trouvées sont en accord avec l'équation d'électro neutralité
 - 5) Déterminer le PH de la solution.
- On donne : en g/mol : H = 1 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; N = 14 ; Ca = 40.

Exercice 9

- 1) Soit une solution de concentration c_1 et de volume V_1 . Que devient la concentration c_2 de cette solution si on dilue avec de l'eau jusqu'à un volume V_2 ?
- 2) On considère une solution s_1 de chlorure de sodium de concentration $c_1 = 0.8 \text{ mol/l}$.
 - a) Quel est le volume de la solution s_1 faut-il diluer pour obtenir un litre de solution à $0,02 \text{ mol/L}$?
 - b) On veut obtenir une solution à $0,5 \text{ mol/L}$, quel volume d'eau faut-il ajouter à 250 cm^3 de la solution s_1 ?

Exercice 10

Au cours d'une séance de travaux pratique au laboratoire du collège. Le professeur utilise une fiole jaugée de 500 ml pour préparer une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (Na OH) de concentration molaire

1. Calculer la masse de NaOH solide utilisée.
2. Elle prélève ensuite 25 ml de la solution qu'elle mélange à de solution aqueuse de chlorure de sodium (Na Cl) à. Les ions

Présents dans le mélange obtenu ne réagissent pas entre eux.

- a) Calculer la concentration de chaque ion présent dans le mélange.
- b) En déduire le PH de cette solution.
- 3) Enfin, le professeur prélève un volume du mélange et y verse une solution aqueuse de sulfate de cuivre II utilisé en excès. Il se forme un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II. Ce précipité a une masse $m = 96,7 \text{ mg}$.
 - a) Ecrire l'équation bilan de la réaction de formation du précipité.
 - b) Calculer le volume de solution prélevée

On donne : à O:16 ; Cu:63,5 ; H:1 Cl:35,5 (en g / mol)

Exercice 11

On dispose d'une solution de nitrate de potassium KNO_3 à $0,5 \text{ mol/L}$, d'une solution de nitrate de calcium $Ca(NO_3)_2$ à $0,8 \text{ mol/l}$, d'une solution chlorure de potassium à 1 mol/L et de chlorure magnésium cristallisé de $MgCl_2, 6H_2O$

O souhaite préparer 1L de solution contenant les ions $Mg^{2+}; Ca^{2+}; K^+; NO_3^-; Cl^-$

Tels que $[Mg^{2+}] = 0,2 \text{ mol/L}; [NO_3^-] = 0,25 \text{ mol/L}; [Ca^{2+}] = 0,1 \text{ mol/L}; [K^+] = 0,25 \text{ mol/L}$

- 1) Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à 1L avec de l'eau distillé.
- 2) Calculer directement la concentration $[Cl^-]$.
- 3) Vérifier l'électro neutralité de la solution.

CORRIGES**Exercice 2**

1-PH d'une solution neutre à 80° C

$$K_e = [H_3O^+][OH^-] \text{ et } [H_3O^+] = [OH^-] \text{ donc } K_e = [H_3O^+]^2 \text{ d'où } [H_3O^+] = \sqrt{K_e}$$

$$PH = -\log[H_3O^+] = -\log(\sqrt{K_e}) \quad \text{AN: } PH = -\log(5 \cdot 10^{-7}) \Rightarrow PH = 6,3$$

Ph_s > 6,3 ⇒ la solution est basique

$$PH = -\log[H_3O^+] \text{ et } [H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]}$$

2-Par définition

$$\text{or } [OH^-] = \frac{n(OH^-)}{v} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_e \cdot v}{n(OH^-)} = \frac{2,5 \cdot 10^{-13} \times 0,2}{10^{-4}} = 5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

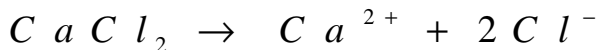
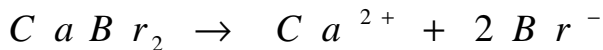
$$\text{AN: } PH = -\log(5 \cdot 10^{-10}) \Rightarrow Ph = 9,3$$

3-Concentration en OH⁻

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{K_e}{10^{-ph}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-13}}{10^{-4,7}} \Rightarrow [OH^-] = 1,25 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Exercice 3

1-équation de dissociation



Ions présent en solution Na^+ ; Cl^- ; Ca^{2+} ; Br^- ; H_3O^+ ; OH^- (H_3O^+ ; OH^-) provenant de l'autoprotolyse de l'eau sont négligeables.

Nombre de mole de Na^+

$$n(Na^+) = n(NaCl) + n(NaBr)$$

$$n(Na^+) = [NaCl] \cdot V_{NaCl} + \frac{m(NaBr)}{M(NaBr)}$$

$$n(Na^+) = 0,8 \times 0,025 + \frac{10,3}{(23+80)} \Rightarrow n(Na^+) = 0,12 \text{ mol}$$

Concentration de Na^+

$$[Na^+] = \frac{n(Na^+)}{v_s} = \frac{0,12}{0,25} \Rightarrow [Na^+] = 0,48 \text{ mol/L}$$

Nombre de mole Cl⁻

$$n(Cl^-) = n(NaCl) + 2n(CaCl_2)$$

$$n(Cl^-) = [NaCl] \cdot V_{(NaCl)} + 2n(CaCl_2)$$

$$0,8 \times 0,25 + 2 \times 3 \cdot 10^{-2} \Rightarrow n(Cl^-) = 0,08 \text{ mol}$$

$$[Cl^-] = \frac{n(Cl^-)}{V_s} = \frac{0,08}{0,25} \Rightarrow [Cl^-] = 0,32 \text{ mol}$$

Nombre de mole Ca^{2+}

$$n(Ca^{2+}) = n(CaBr_2) + n(CaCl_2)$$

$$n(Ca^{2+}) = [CaBr_2] \cdot V_{(CaBr_2)} + n(CaCl_2)$$

$$n(Ca^{2+}) = 0,5 \times 5 \cdot 10^{-2} + 3 \cdot 10^{-2} \Rightarrow n(Ca^{2+}) = 5,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[Ca^{2+}] = \frac{n(Ca^{2+})}{V_s} = \frac{5,5 \cdot 10^{-2}}{0,25} \Rightarrow [Ca^{2+}] = 0,22 \text{ mol/L}$$

Nombre de mole Br^-

$$n(Br^-) = 2n(CaBr_2) + n(NaBr)$$

$$n(Br^-) = 2[CaBr_2] \cdot V_{CaBr_2} + \frac{m(NaBr)}{M(NaBr)}$$

$$n(Br^-) = 2 \times 0,5 \times 50 \cdot 10^{-3} + \frac{10,3}{(23+80)} \Rightarrow n(Br^-) = 0,15 \text{ mol}$$

Concentration de Br^-

$$[Br^-] = \frac{n(Br^-)}{V_s} = \frac{0,15}{0,25} \Rightarrow [Br^-] = 0,6 \text{ mol/L}$$

2-vérification de l'électro neutralité de la solution

$$[Na^+] + 2[Ca^{2+}] = 0,48 + 2 \times 0,22 = 0,92 \text{ mol/L}$$

$$[Cl^-] + [Br^-] = 0,32 + 0,6 = 0,92 \text{ mol/L}$$

Exercice 4

1-volume de NH_3 à dissoudre

$$V_{(NH_3)} = n(NH_3) \cdot V_m$$

$$V_{(NH_3)} = [(NH_3)] \cdot V_s \cdot V_m \Rightarrow V_{(NH_3)} = 10^{-1} \times 300 \cdot 10^{-3} \times 24$$

$$V_{(NH_3)} = 0,72 \text{ L}$$

$$2-PH = 11,1 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-11,1} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{7,94 \cdot 10^{-12}} \Rightarrow [OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

D'après K_e :

$$[H_3O^+] < [OH^-] \text{ alors la solution est basique.}$$

Exercice 5

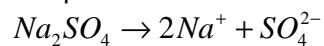
Sulfate de Sodium hydraté ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$)

1-masse à prélever : $m = n \cdot M$

Au cours de la dissolution il y a conservation du nombre de moles d'où
 $n = CV_s \Rightarrow m = CV_s \cdot M$ avec $M = 2 \times M_{Na} + M_s + 4M_o + 10(2M_H + M_o)$
 $M = 2 \times 23 + 32 + 4 \times 16 + 10 \times 18 = 322 \text{ g/mol}$

AN : $m = 0,2 \times 0,25 \times 322 \Rightarrow m = 16,1 \text{ g}$

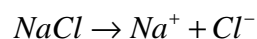
2-Equation de dissociation



$$[Na^+] = 2C = 2 \times 0,2 \Rightarrow [Na^+] = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = C = 0,2 \text{ mol/L}$$

3-masse de NaCl



$$m = n_{(NaCl)} \cdot M_{NaCl} \Rightarrow m = [NaCl] \cdot V_s \cdot M_{NaCl}$$

D'après l'équation de dissociation

$$[NaCl] = [Na^+]$$

$$\Rightarrow m = [Na^+] \cdot V_s \cdot M_{(NaCl)} \quad m = 0,4 \times 0,1 \times (23 + 35,5) \Rightarrow m = 2,34 \text{ g}$$