

## Exercice 1 : (ACIDES FORTS ET BASES FORTES/ REJOIGNEZ LE GROUPE WHATSAPP POUR LA CORRECTION)

En solution aqueuse, l'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) est totalement dissocié en ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et ions nitrate  $\text{NO}_3^-$ . Il en est de même de l'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ) qui est dissocié en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et ions  $\text{Cl}^-$ . On donne, en  $\text{g. mol}^{-1}$  :  $\text{H} = 1$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $\text{Cl} = 35,5$  ;  $\text{N} = 14$  ;  $\text{Ca} = 40$ .

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

- Une solution d'acide chlorhydrique de volume  $V_1 = 40 \text{ mL}$  et de concentration  $C_1 = 0,30 \text{ mol. L}^{-1}$
- Une solution d'acide nitrique de volume  $V_2 = 25 \text{ mL}$  et de concentration  $C_2 = 0,40 \text{ mol. L}^{-1}$
- Une masse  $m_3 = 1 \text{ g}$  de chlorure de calcium solide  $\text{CaCl}_2$  ;
- 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 – a) Écrire les équations de dissolution des quatre (4) composés sus-cités et celle de l'autoprotolyse de l'eau.  
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 l'électroneutralité de la solution
- 5) Déterminer le pH de la solution.

## Exercice 2 :

On dissout  $m = 0,253 \text{ g}$  d'acide perchlorique dans un volume  $v = 2 \text{ L}$  d'eau.

Le pH de la solution est égal à **2,9**. On donne :  $\text{H} = 1$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $\text{Cl} = 35,5$ .

- 1-Montrer que l'acide perchlorique est un acide fort.
- 2-Ecrire l'équation bilan de dissolution de l'acide perchlorique dans l'eau
- 3-Quel volume d'eau distillée faut-il ajouter à **40 mL** d'une solution d'acide perchlorique de  $\text{pH} = 1,7$  pour obtenir une solution de  $\text{pH} = 2,4$  ?

## Exercice 3 :

Dans un bécher, on mélange les solutions suivantes :

- Acide chlorhydrique :  $v_1 = 15 \text{ mL}$  et  $C_1 = 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Acide nitrique :  $v_2 = 7,5 \text{ mL}$  et  $C_2 = 10^{-4} \text{ mol/L}$
- Acide bromhydrique :  $v_3 = 7,5 \text{ mL}$  et  $C_3 = 10^{-3} \text{ mol/L}$
- De l'eau distillée :  $v_4 = 970 \text{ mL}$ .

- 1-Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution finale.
- 2-Calculer le pH de la solution finale.
- 3-Vérifier l'électroneutralité de cette solution

Réponses : 1)  $[\text{Cl}^-] = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$  ;  $[\text{NO}_3^-] = 7,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$  ;  $[\text{Br}^-] = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$  ;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ ,  $[\text{OH}^-] = 4,3 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$  ; 2)  $\text{pH} = 4,6$  ;  $\sum[\text{cations}] = \sum[\text{anions}] = 2,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

## Exercice 4 :

On prépare une solution aqueuse  $S_1$  d'hydroxyde de potassium en dissolvant **2,8 mg** de  $\text{KOH}$  dans **500 mL** d'eau.

- 1-Calculer la concentration molaire de la solution  $S_1$
- 2-Le pH de la solution  $S_1$  est égal à **10**.  
a-Montrer que l'hydroxyde de potassium est une base forte  
b-Ecrire l'équation bilan de sa dissolution dans l'eau.  
c-Quel volume d'eau pure faut-il ajouter à  $v_0 = 50 \text{ cm}^3$  de la solution  $S_1$  pour avoir une solution de  $\text{pH} = 9,5$  ?
- 3- On mélange  $v_1 = 200 \text{ mL}$  de la solution  $S_1$  à  $v_2 = 300 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse  $S_2$  d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_2 = 10^{-2} \text{ mol/L}$ .  
a) Calculer les concentrations molaires des espèces présentes dans le mélange obtenu  
b) En déduire le pH du mélange.

## Exercice 5 :

Une solution d'acide chlorhydrique à  $10^{-8} \text{ mol/L}$  a un  $\text{pH} = 6,98$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- 1-Calculer les concentrations  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  et  $[\text{OH}^-]$  dans cette solution.
  - 2-Soit  $[\text{H}_3\text{O}^+]_1$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]_2$  les concentrations des ions respectivement produit par la réaction de  $\text{HCl}$  sur l'eau et par la réaction d'autoprotolyse de l'eau.  
a-Ecrire les équations bilan des réactions de ces deux solutions  
b-Calculer  $[\text{H}_3\text{O}^+]_1$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]_2$ . On donne  $\log(1,05) = 0,02$ .
- Réponses : 1)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,05 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$  ;  $[\text{OH}^-] = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$  ; 2)-b)  $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-8} \text{ mol/L}$  ;  $[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 0,95 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ .

### Exercice 6 :

L'acide sulfurique peut être considéré, en première approximation comme un diacide fort. On dispose d'une solution commerciale d'acide sulfurique de densité (par rapport à l'eau) égal à 1,815 et contenant 90 % de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pur (pourcentage en masse).

1-On souhaite préparer 1 L d'une solution A de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 1 mol/L. Quel volume de solution commerciale utiliser pour cela ?

2-Ecrire l'équation de la réaction de l'acide sulfurique avec l'eau.

3-La solution précédemment obtenue sert à préparer deux solutions plus diluées : 500 mL d'une solution de pH = 1,5 et 250 mL d'une solution C de pH = 1. Quel volume de A utiliser pour cela ?

4-On mélange B et C, quel est le pH de la solution obtenue ?

Réponses : 1)  $v = 60 \text{ mL}$  ; 3)  $V_A(B) = 7,9 \text{ mL}$  ;  $V_A(C) = 12,5 \text{ mL}$  ; 4)  $\text{pH} = 1,26$ .

### Exercice 7 :

Une solution d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a un pH égal à 2,50.

1) On suppose que l'acide sulfurique est un diacide fort.

Calculer la concentration molaire de cette solution

2) En réalité la molarité de cette solution est  $C' = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

On explique cela par le fait que si  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est un acide fort, l'ion  $\text{HSO}_4^-$  obtenu lors de l'ionisation totale de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  n'est pas un acide fort : il n'est que partiellement dissocié dans l'eau.

a) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ?

b) Calculer les molarités de ces espèces chimiques.

Réponses : 2)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  ;  $[\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-12} \text{ M}$  ;  $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,38 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  ;  $[\text{HSO}_4^-] = 0,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

### Exercice 8 :

L'acide bromhydrique HBr est un acide fort.

La solution commerciale  $S_0$  contient  $P = 47,0 \%$  en masse de HBr et a une densité par rapport à l'eau  $d = 1,47$ .

On souhaite préparer un volume  $V = 0,250 \text{ L}$  de solution  $S_1$  de cet acide de concentration  $C = 0,50 \text{ mol/L}$ .

1) Décrire la préparation de  $S_1$

2) On prélève un volume  $V_1 = 5,0 \text{ mL}$  de  $S_1$  qu'on introduit dans une fiole jaugée de volume  $V_2 = 250 \text{ mL}$  et on complète avec de l'eau distillée.

Quel est le pH de la solution  $S_2$  obtenue ?

3) On dilue vingt fois la solution  $S_2$  ; soit  $S_3$  la solution obtenue.

Déterminer les concentrations  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  et  $[\text{OH}^-]$  pour les solutions  $S_2$  et  $S_3$

Comment évolue les concentrations de ces espèces lors de la dilution de la solution ?

### Exercice 9 :

1) On désire préparer un volume  $V = 200 \text{ cm}^3$  d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration massique  $C_m = 28 \text{ g.L}^{-1}$

a) Quelle est la concentration molaire  $C_b$  de la solution d'hydroxyde de sodium ?

b) Quelle masse  $m$  de NaOH solide doit-on prélever lors de la préparation ?

2) On dispose d'un volume  $V_1 = 100 \text{ cm}^3$  d'une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) de concentration  $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ . A partir de cette solution on désire préparer un volume  $V_f = 200 \text{ cm}^3$  d'une solution finale de concentration  $C_f = 0,6 \text{ mol.L}^{-1}$ . Quel volume de la solution initiale faut-il prélever ?

### Exercice 10 :

1) Une solution aqueuse S contient un mélange d'acide chlorhydrique ( $C_1 \text{ mol.L}^{-1}$ ) et nitrique ( $C_2 \text{ mol.L}^{-1}$ ). Écrire les équations-bilan des réactions du chlorure d'hydrogène et de l'acide nitrique avec l'eau. Que peut-on dire de ces réactions ?

2) On verse, dans 100 ml de S, une solution aqueuse de nitrate d'argent utilisée en excès. On obtient un précipité blanc de masse  $m_1 = 717 \text{ mg}$ .

a) Écrire l'équation-bilan de la réaction de précipitation.

b) En déduire la valeur, en  $\text{mol.L}^{-1}$ , de la concentration  $C_1$  de l'acide chlorhydrique.

3) La solution S a un pH de 1,1.

En déduire la concentration, en  $\text{mol.L}^{-1}$ , des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ , ainsi que la valeur de la concentration  $C_2$ .

On donne :  $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$



Dr René Physique  
Dr René Physique 2  
Dr René Physique 3



Dr René Physique  
(+224 621 62 21 20)