

**Exercice 1 :**

Les questions sont indépendantes

1. A  $10 \text{ cm}^3$  d'une solution de chlorure d'hydrogène, on ajoute  $40 \text{ cm}^3$  d'eau et on obtient alors une solution de  $\text{pH} = 2,7$ . Quelle est la concentration de la solution de chlorure d'hydrogène initiale ?
2. Quel volume d'eau distillée doit-on ajouter à  $40 \text{ cm}^3$  d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration  $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  pour obtenir une solution de  $\text{pH} = 2,4$  ?
3. On mélange  $20 \text{ cm}^3$  d'une solution chlorhydrique de  $\text{pH} = 3,1$  avec  $10 \text{ cm}^3$  de solution chlorhydrique de  $\text{pH} = 2,3$ . Déterminer le  $\text{pH}$  du mélange obtenu.

**Exercice 2 :**

Les questions sont indépendantes

1. A  $60^\circ\text{C}$  le  $\text{pH}$  de l'eau pure est 6,5. Calculer les concentrations des ions hydronium et hydroxyde à cette température. Calculer le produit ionique de l'eau à cette température.
2. A  $50^\circ\text{C}$  le produit ionique de l'eau est  $5,6 \cdot 10^{-14}$ . Trouver à cette température le  $\text{pH}$  de l'eau pure.

**Exercice 3 :**

L'iodure d'hydrogène (HI) est un acide fort. On dispose d'une solution commerciale titrant 28% en masse, de densité  $d = 1,26$  et dénommée solution d'acide iodhydrique.

1. Quel volume de la solution commerciale faut-il utiliser pour obtenir  $1,0 \text{ L}$  d'une solution d'acide iodhydrique de concentration  $c_a = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ? Quel est le  $\text{pH}$  de la solution ainsi préparée ?
2. On ajoute  $25 \text{ mL}$  d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  à  $20 \text{ mL}$  de la solution d'acide iodhydrique préparée. La solution obtenue est-elle acide, neutre ou basique ? Justifier.  
Masse molaire de l'iodure d'hydrogène :  $M(\text{HI}) = 128 \text{ g.mol}^{-1}$ .

**Exercice 4 :**

Le sulfate de sodium du commerce est un solide ionique hydraté de formule  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ .

1. Quelle masse de ce composé faut-il placer dans une fiole jaugée de  $250 \text{ mL}$  pour que la solution aqueuse obtenue après la dilution ait une concentration  $C = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$  ?
2. Quelles sont alors les concentrations des ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{SO}_4^{2-}$  qu'elle contient, sachant que la dissolution du sulfate de sodium s'accompagne d'une dispersion totale de ces ions ?
3. La solution de sulfate de sodium est-elle électriquement neutre ?
4. Quelle masse de chlorure de sodium pur faudrait-il peser pour obtenir  $100 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de même concentration en ion  $\text{Na}^+$  ?

**Exercice 5 :**

Dans une fiole jaugée de  $250 \text{ mL}$ , on introduit successivement les composés suivants:

- une solution d'acide chlorhydrique de volume  $V_1 = 40 \text{ mL}$  et de concentration  $C_1 = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ ;
- une solution d'acide chlorhydrique de volume  $V_2 = 25 \text{ mL}$  et de concentration  $C_2 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$ ;
- 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  $250 \text{ mL}$  avec de l'eau distillée, à  $25^\circ\text{C}$ .

1. Ecrire les équations de dissolution des 4 composés ci-dessus cités et celle de l'autoprotolyse de l'eau.
2. Faites le bilan des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
3. Déterminer la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.
4. En déduire leur concentration.
5. Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.
6. Déterminer le  $\text{pH}$  de la solution. On donne en  $\text{g.mol}^{-1}$ :  $\text{H} = 1$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{Cl} = 35,5$ ;  $\text{N} = 14$ ;  $\text{Ca} = 40$ .