

Masses molaires en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{N}) = 14$  ;  $M(\text{O}) = 16$ .



1] Pour quelles valeurs du rapport des concentrations  $\frac{[A]}{[B]}$  peut-on dire que l'espèce chimique A est ultraminoritaire par rapport à l'espèce chimique B ?

2] Dans quelles conditions le produit ionique de l'eau prend la valeur  $K_e = 10^{-14}$  ?

3] Une solution aqueuse a été réalisée par dissolution de chlorure de sodium NaCl et de chlorure de calcium CaCl<sub>2</sub> dans l'eau. Ecrire l'équation traduisant l'électroneutralité de la solution.

4] Répondre par vrai (V) ou faux (F) puis justifier.

Une solution est dite neutre si :

	V	F
a) le nombre de charges positives contenues dans la solution est égal au nombre de charges négatives.		

5] Une solution S<sub>1</sub> possède une concentration C<sub>1</sub> = 0,10 mol.L<sup>-1</sup>. On prélève 50 mL de S<sub>1</sub> auxquels on ajoute 450 mL d'eau distillée. On obtient une solution S<sub>2</sub> de concentration C<sub>2</sub>.

On dilue 25 fois la solution S<sub>2</sub>. On obtient une solution S<sub>3</sub> de concentration C<sub>3</sub>.  
Calculer les concentrations C<sub>2</sub> et C<sub>3</sub> des solutions diluées.

6] A 25° C, une solution S est telle que  $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = 6,5 \cdot 10^2$

- 1) Calculer les concentrations molaires des ions hydronium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et hydroxyde OH<sup>-</sup>.
- 2) Calculer le pH de la solution S.

7] Une solution d'acide chlorhydrique a un pH = 2,4.

1) Dans un volume V<sub>1</sub> = 10 cm<sup>3</sup> de cette solution chlorhydrique, on ajoute un volume V<sub>2</sub> = 5 cm<sup>3</sup> d'eau pure. Quel est le pH final ?

2) Quel volume d'eau V faudrait-il verser dans un volume V<sub>1</sub> = 10 cm<sup>3</sup> de la solution initiale pour que le pH augmente de 1 unité ?

8] Le sulfate de sodium du commerce est un solide ionique hydraté de formule Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10 H<sub>2</sub>O.

1) Quelle masse de ce composé faut-il placer dans une fiole jaugée de 250 mL pour que la solution aqueuse obtenue après la dilution ait une concentration C = 0,20 mol.L<sup>-1</sup> ?

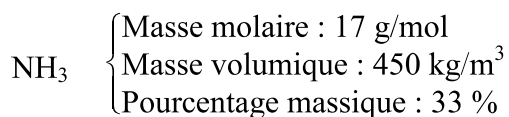
2) Quelles sont alors les concentrations des ions Na<sup>+</sup> et SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> qu'elle contient, sachant que la dissolution du sulfate de sodium s'accompagne d'une dispersion totale de ces ions ?

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 mL d'une solution aqueuse de même concentration en ion Na<sup>+</sup> ?



9 Sur l'étiquette d'une bouteille commerciale d'ammoniac, on peut lire :



*diapositives.com*

- 1) Quel volume  $V$  faut-il prélever pour préparer 500 mL d'une solution  $S$  de concentration  $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  ?
- 2) Décrire le mode opératoire pour préparer les 500 mL de  $S$ . (quelques schémas clairs et annotés sont suffisants).
- 3) La solution a un  $\text{pH} = 11,1$  à  $25^\circ\text{C}$ . Calculer les concentrations et les quantités de matière des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  présents dans  $S$ .

10 On dispose d'une bouteille d'acide méthanoïque titrant 98 % en masse. La masse volumique de l'acide est  $1,22 \text{ g.cm}^{-3}$ . Avec une pipette, on prélève  $11,5 \text{ cm}^3$  de l'acide que l'on verse dans une fiole jaugée de 1 L. On verse ensuite de l'eau pure pour obtenir 1 L de solution que l'on note  $S_3$ .



- 1) Déterminer la masse  $m$  d'acide méthanoïque prélevée.
- 2) Déterminer la concentration  $C_1$  de la solution  $S_1$ .
- 3) Quel volume d'eau pure faut-il verser sur les 20 mL de la solution  $S_1$  pour avoir une solution  $S_2$  de concentration  $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  ?
- 4) On dilue 10 fois la solution  $S_2$ . Calculer le volume d'eau pure nécessaire à cette dilution et la concentration  $C_3$  de la solution  $S_3$  obtenue.

11 Pour évaluer le pH d'une solution aqueuse ( $S$ ), on effectue divers prélèvements à l'aide de béchers. On ajoute ensuite dans chacun des béchers un indicateur coloré. On obtient les résultats suivants :

	Hélianthine	Bleu de bromocrésol	Bleu de bromothymol	rouge de méthyle
couleur de la solution	orange	vert	jaune	orange

1) Evaluer le pH de la solution ( $S$ ) en utilisant les résultats ci-dessus et le tableau suivant :

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
Bleu de bromocrésol	jaune	3,8 - 5,4	bleu
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 - 7,6	bleu
rouge de méthyle	rouge	4,2 - 6,2	jaune

- 2) L'utilisation de l'un des indicateurs colorés est superflue. Quel est cet indicateur ? Expliquer.
- 3) Après détermination du pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre, on calcule la valeur de la concentration en ions hydroxyde. On trouve  $[\text{OH}^-] = 2.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$ .  
Quelle est la valeur mesurée du pH de la solution ( $S$ ). Cette valeur est-elle en accord avec le résultat obtenu à l'aide des indicateurs colorés ?

