

EXERCICE 1

On prépare 250 mL de la solution S_0 en mélangeant à 25°C

- 25 mL d'une solution de NaCl à 46,8 g. L⁻¹
- 50 mL de solution de CaBr₂ à 0,5 mol L⁻¹
- 3,5 10⁻² mol de CaCl₂ solide
- 10,3 g de NaBr solide



Puis en complétant avec de l'eau distillée

1. Déterminer la masse de CaCl₂ à dissoudre
2. Déterminer la concentration des différents ions contenus dans S_0
(On négligera les ions provenant de l'autoprotolyse de l'eau)
3. Vérifier la neutralité électrique de la solution.

On donne: M (Ca) = 40 g mol⁻¹; M (Na) = 23g mol⁻¹; M (Br) = 80 g.mol⁻¹
M (Cl) = 35,5 mol⁻¹

EXERCICE 2

1. Quel volume de gaz ammoniac (NH₃) faut-il dissoudre dans l'eau distillée pour obtenir une solution de 400 mL de concentration $C=10^{-1}$ mol.L⁻¹ ?
2. La solution obtenue a un pH de 11,1. Quelles sont les concentrations molaires des espèces chimiques présentes en solution, sachant que l'ammoniac réagit avec l'eau en donnant l'ion ammonium NH₄⁺ et l'ion hydroxyde ?

Le volume molaire est de 24 L.mol⁻¹ et la dissolution se produit sans variation de volume de la solution.

EXERCICE 3

On désire préparer 250 mL d'une solution de **CuSO₄, 5H₂O** de concentration $C = 2.10^{-2}$ mol.L⁻¹.

1. Calculer la masse de soluté à prélever.
2. Expliquer brièvement le mode opératoire de cette préparation de solution
3. 1 Ecrire l'équation de dissociation de sulfate de cuivre dans l'eau.
3. 2 En déduire les concentrations des ions Cu²⁺ et des ions SO₄²⁻

On donne : M (S) : 32 ; M (Cu) : 65 ; M (O) : 16; M (H) : 1 (g.mol⁻¹)

EXERCICE 4

On dispose de quatre solutions aqueuses A, B, C et D à 25°C.

- Pour A : $[H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-4}$ mol.L⁻¹
- Pour B : pH = 4,3
- Pour C : 100 cm³ de cette solution renferment 6.10⁻³ mol d'ions H₃O⁺.
- Pour D : $[OH^-] = 10^{-6}$ mol.L⁻¹

Classer ces solutions par ordre croissant de d'acidité.

EXERCICE 5

Il existe au laboratoire une bouteille d'acide chlorhydrique portant une étiquette sur laquelle est écrit :

- Acide chlorhydrique commercial.
- Densité par rapport à l'eau : $d = 1,15$.
- Pourcentage en masse d'acide pur 30%.
- Masse molaire moléculaire du chlorure d'hydrogène :
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$.



- 1) Calculer la concentration de la solution commerciale.
- 2) On veut préparer 1L d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1 mol.L^{-1} . Quel volume de solution commerciale doit-on utiliser ?
- 3) Une solution S d'acide chlorhydrique a un pH égal à 1,6 à 25°C . Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$.

EXERCICE 6

On dispose au laboratoire de $V_A = 100 \text{ mL}$ d'une solution A d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration $C_A = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Calculer la masse de NaOH solide qu'il a fallu dissoudre pour préparer cette solution ?
2. Le pH de cette solution est 12,2. Calculer sa concentration en ion OH^- et Na^+ .
3. Quel volume d'eau pure faut-il ajouter à A pour obtenir une solution A' de concentration $C_{A'} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?
4. On ajoute à $V_A = 100 \text{ mL}$ de la solution A :
 - 200 mL d'eau distillée
 - 200 mL de solution de chlorure de sodium NaCl de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 - 4.1 Ce mélange est-il acide, basique ou neutre ? Expliquer pourquoi.
 - 4.2 Calculer la concentration du mélange en chacun des ions : Na^+ , Cl^- , OH^- , H_3O^+ ;
 - 4.3 En déduire le pH du mélange.
 - 4.4 Vérifier la neutralité électrique de la solution.
5. On obtient $V_B = 500 \text{ mL}$ d'une solution B en diluant 10 fois la solution A.
 - 5.1 Quelle est la concentration de la solution B en ion OH^- ?
 - 5.2 En déduire le pH de la solution B.

On donne : $M(\text{H}) : 1$; $M(\text{O}) : 16$; $M(\text{Na}) : 23$ (en g.mol^{-1})