

Devoir maison de chimie

Pour chaque calcul, veiller à garder un nombre de chiffres significatifs adapté !

Certaines questions font appel à des notions souvent passées, parfois présentes et rarement futures. N'hésitez donc pas à faire des recherches dans vos cours, sur le net ou à demander des précisions à vos professeurs.

I. Solution d'acide chlorhydrique.

L'étiquette d'une bouteille d'acide chlorhydrique achetée au rayon droguerie d'un supermarché porte les indications suivantes :

Solution d'acide chlorhydrique contenant 31,5 % en masse d'acide ; densité $d = 1,16$; $V = 1000$ mL.

1. Quel soluté (donner son nom, sa formule et son état dans les conditions normales de température et de pression) faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir une solution d'acide chlorhydrique ?

Écrire l'équation de dissolution correspondante.

2. Déterminer la concentration molaire de la solution commerciale.

3. On souhaite préparer 250 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,80 mol/L à partir de la solution commerciale.

Établir un protocole détaillé pour préparer cette dilution (indiquer précisément le matériel utilisé).

Données : $M_H = 1,0$ g.mol⁻¹ $M_{Cl} = 35,5$ g.mol⁻¹ $\rho_{eau} = 1$ g/mL

II. Réaction entre le zinc et l'acide sulfurique.

A 20°C et sous une pression de $1,013 \cdot 10^5$ Pa, on place une masse de zinc $m_{Zn} = 0,49$ g en présence d'un volume V d'une solution d'acide sulfurique (formule du soluté : H_2SO_4) de concentration $C = 2,5$ mol.L⁻¹ dans un ballon.

Le métal zinc (Zn) réagit avec les ions H^+ apportés par l'acide sulfurique.

Un dégagement gazeux se produit. Le gaz formé est recueilli par déplacement d'eau dans une éprouvette graduée. A la fin de l'expérience, on constate que le zinc métallique a totalement disparu et que des ions zinc Zn^{2+} sont apparus.

Les ions sulfates SO_4^{2-} apportés par l'acide sulfurique sont spectateurs.

1. Quel est le gaz formé ? Comment peut-on le mettre en évidence ?

2. Écrire l'équation de la réaction.

3. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.

Effectuer un bilan de quantité de matière pour les réactifs et les produits.

(on pourra noter n_{H^+} le nombre inconnu de moles d'ions hydronium)

4. Calculer la valeur minimale du volume V de solution d'acide sulfurique utilisé.

5. Calculer la valeur V_e du volume d'eau déplacée dans l'éprouvette.

Données : A 20°C et $P = 1,013 \cdot 10^5$ Pa : $V_m = 24,0$ L.mol⁻¹ et $R = 8,314$ SI

III. Formation d'un précipité.

On mélange un volume $V_1 = 5,0$ mL de solution de sulfate d'aluminium (formule du soluté : $Al_2(SO_4)_3$) de concentration $C_1 = 0,40$ mol.L⁻¹ avec un volume $V_2 = 5,0$ mL de solution de chlorure d'aluminium de concentration $C_2 = 0,50$ mol.L⁻¹. La formule des ions sulfates est SO_4^{2-} .

1. Montrer en justifiant les calculs que la concentration en ions aluminium du mélange est de 0,65 mol.L⁻¹.

(On pourra utiliser ce résultat pour les questions 2 et 3 même si l'on n'arrive pas à le démontrer)

On ajoute alors à ce mélange $V = 15$ mL d'une solution de soude (hydroxyde de sodium) de concentration $C = 1,6$ mol.L⁻¹. On observe la formation d'un précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$.

2. Écrire et équilibrer l'équation de la réaction de précipitation. Quelles espèces sont spectatrices ?

3. En détaillant le raisonnement et les calculs, déterminer la masse de précipité formé.