

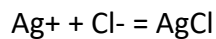
## Eléments Fondamentaux pour l'analyse (Master A&C) 2025-2026

### Calculatrice collègue autorisée

**Exercice 1** - Une solution d'acide sulfurique concentrée possède un titre massique de 81% pour une densité  $d=1,746$ . Calculer la concentration en  $\text{mol.L}^{-1}$  en acide sulfurique de cette solution.

On introduit dans une fiole jaugée de 5000 mL, 10 mL de la solution d'acide sulfurique concentrée, 20 mL d'une solution d'acide nitrique à  $10 \text{ mol.L}^{-1}$ , puis on complète la fiole avec de l'eau déminéralisée jusqu'au très de jauge. Quel est le pH de cette solution ?

**Exercice 2** – Pour étalonner une solution de nitrate d'argent, une masse de 153,4 mg de chlorure de sodium anhydre a été introduite dans un erlenmeyer de 250 mL et 100 mL d'eau ont été ajoutés. Il a ensuite été nécessaire de verser 17,60 mL de la solution de nitrate d'argent pour atteindre l'équivalence du dosage



Quelle est la concentration de la solution de nitrate d'argent ?

Masse molaire atomique (en  $\text{g.mol}^{-1}$ )

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52), Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1) ; Pb (207,2)

**Exercice 3** – On prépare un mélange constitué de 460 g d'éthanol pur et de 540 g d'eau. Déterminer les fractions massiques et molaires de chaque constituant

**Exercice 4** – On veut déterminer la concentration d'une solution contenant des ions  $\text{Cu}^{2+}$  par complexation avec l'EDTA. On ajoute un excès connu d'EDTA de concentration  $0,0500 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , volume EDTA 25,0 mL, à 20,0 mL de solution de cuivre à doser.

Après réaction, l'EDTA en excès est titré par une solution de  $\text{Zn}^{2+}$  de concentration  $0,0200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ; le volume à l'équivalence est égal à 12,0 mL. On considère dans les deux cas une stœchiométrie 1:1 entre l'ion métallique et l'EDTA

Calculer la quantité de matière de  $\text{Cu}^{2+}$  initiale dans la solution de cuivre à doser ainsi que la concentration de  $\text{Cu}^{2+}$  dans cette solution.

Masse molaire atomique (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52), Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1) ; Pb (207,2)



**Exercice 6** – Une campagne européenne sur le TFA (acide trifluoroacétique masse molaire  $114 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) met en évidence, dans une eau embouteillée, une concentration de  $2\,000 \text{ ng}\cdot\text{L}^{-1}$  de TFA. Calculer la concentration en TFA en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  dans le sang. Hypothèses : volume sanguin  $4,0 \text{ L}$  ; on boit  $2,0 \text{ L}$  de cette eau ; le TFA est intégralement retrouvé dans le sang.

**Exercice 7** – Le laiton est un alliage composé majoritairement de cuivre (Cu) et de zinc (Zn). On souhaite déterminer le pourcentage massique de cuivre contenu dans un échantillon de laiton par une méthode volumétrique indirecte : l'iodométrie.

On dissout précisément une masse  $m=2,50 \text{ g}$  de laiton dans de l'acide nitrique concentré. Après élimination des oxydes d'azote et neutralisation, la solution est transvasée dans une fiole jaugée de  $250 \text{ mL}$  que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On obtient la solution S

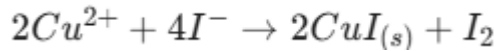
Ecrire les demi-réactions d'oxydation du cuivre et du zinc, et celle associée à la réduction des ions nitrate en monoxyde d'azote.

Masse molaire atomique (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

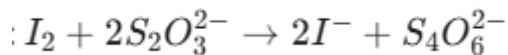
Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1) ; Pb (207,2)

Les ions cuivre (II) ne peuvent pas être titrés directement de manière simple par oxydoréduction. On procède donc en deux étapes :

On fait réagir les ions  $\text{Cu}^{2+}$  avec un excès d'ions iodure  $\text{I}^-$  pour former du diiode  $\text{I}_2$  (et un précipité d'iodure de cuivre) : on prélève un volume de 25 mL de la solution S que l'on place dans un erlenmeyer. On y ajoute un excès d'iodure de potassium KI solide. Le mélange prend une coloration brune liée au diiode et un précipité blanc apparaît.



On titre le diiode libéré dans l'erlenmeyer par une solution de thiosulfate de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  de concentration  $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le volume équivalent obtenu est égal à 21,4 mL



Calculer le pourcentage massique de cuivre dans l'échantillon de laiton analysé.

Masse molaire atomique (en  $\text{g.mol}^{-1}$ )

Ag (107,8); Al (26,9); Ba (137,33); I (126,9); Zn (65,38); Co (58,93); Cr (52); Fe (55,84); Ca (40); K (39); Cl (35,5); S (32); P (31); Mg(24,3); Na (23); C (12); O (16); N (14); H (1) ; Pb (207,2)