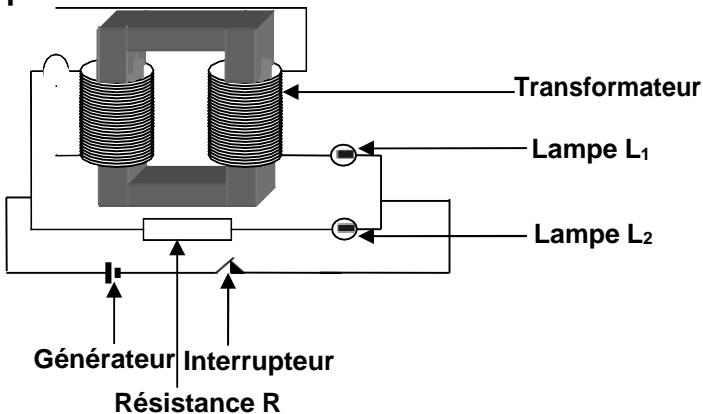


A – Questions de cours

I - Physique



Vous disposez du circuit ci-dessus proposé dans lequel les lampes L_1 et L_2 sont parfaitement identiques et les résistances des dérivations (celle comprenant la lampe L_2 et la résistance pure R et celle comprenant la lampe L_1 et le transformateur) sont égales. On suppose qu'à l'instant $t = 0$, on ferme l'interrupteur K . L'intensité du courant dans le circuit passe de la valeur zéro à la valeur constante I pendant l'intervalle de temps Δt .

- Montrer que ce montage vous permet de mettre en évidence le phénomène d'auto-induction.
- Ce montage vous permet-il de vérifier la loi de Lenz ? On justifiera succinctement toutes les réponses.

II - Chimie

Définir les termes suivants : alcool, acide α aminé.

Comment passe-t-on des alcools aux acides α aminés ?

Le glycocolle de formule $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ est un acide α aminé. Décrire les propriétés chimiques du glycocolle et écrire l'équation bilan de la réaction de préparation de ce composé la plus rentable d'après vous.

B – Exercices

Exercice 1

A 310°C la décomposition thermique de l'hydrogène arsénien AsH_3 se déroule selon l'équation bilan : $\text{AsH}_3 \rightarrow \text{As} + \frac{3}{2}\text{H}_2$. Cette réaction est

du premier ordre. On part du gaz sous la pression de 784,8 millimètres de mercure, et au bout de 3 heures la pression est de 878,5 millimètres de mercure. Si P_0 est la pression initiale quand la concentration initiale est c_0 , P la pression totale au bout d'un temps t et P_{AsH_3} , la pression

partielle de AsH_3 , on a la loi $\ln\left(\frac{P_{\text{AsH}_3}}{P_0}\right) = -kt$ et $P_{\text{AsH}_3} = 3P_0 - 2P$. (On

rappelle qu'à volume et température constants la pression d'un gaz est proportionnelle au nombre de moles du gaz).

Calculer la pression totale au bout de 5 heures 30 minutes.

Exercice 2

Le pH d'une solution S d'acide chlorhydrique de concentration molaire c a pour valeur 2,1.

- a) Calculer c_a
- Calculer la concentration des espèces présentes en solution.
- La solution a été préparée à partir d'une solution commerciale. Les indications portées sur l'étiquette du flacon sont les suivantes :

- densité par rapport à l'eau : 1,20
- degré de pureté : 45%
- corrosif

a) Calculer le volume de solution commerciale à prélever pour préparer 2000 mL de solution S.

b) Pour contrôler la concentration de la solution S, on dose 20 mL de S avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 10^{-2} mol.L⁻¹. Pour atteindre le point d'équivalence il a fallu verser 16,4 mL de solution d'hydroxyde de sodium.

Quel est le pH du point d'équivalence ?

Quel type d'indicateur coloré peut-il convenir pour ce dosage ?

C - Problème

Toutes les solutions utilisées dans cette partie sont supposées neutres et à 25°C.

1) Dans 100 mL d'eau, on dissout 5,85 g de chlorure de sodium. Calculer les molarités des ions Na⁺ et Cl⁻. Montrer que la solution est électriquement neutre.

2) Dans les 100 mL de la solution précédente, on ajoute 100 mL d'eau distillée. Calculer les molarités des ions Na⁺ et Cl⁻. Montrer que la solution est électriquement neutre.

3) Dans les 200 mL de solution précédente, on ajoute 300 mL d'une solution de chlorure de calcium CaCl₂ : $5 \cdot 10^{-1}$ mol/L. Calculer les molarités des ions présents dans cette solution et montrer que celle-ci est électriquement neutre.

4) On ajoute de l'eau à la solution précédente de telle sorte que la molarité des ions chlorures devienne égale à 10^{-1} mol/L. Calculer le volume d'eau ajouté.

5) La molarité des ions hydronium et hydroxydes n'est plus négligeable devant celle des ions chlorures lorsqu'on a $[H_3O^+] > 10^{-2} \times [Cl^-]$.

Quel volume minimal d'eau faut-il ajouter dans la solution précédente pour que [H₃O⁺] ne soit plus négligeable devant [Cl⁻] ?