

Série n° 6

Circuit RLC – Équilibre chimique – Loi d'action de masse

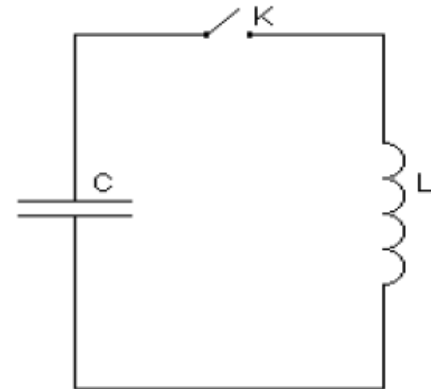
Exercice n° 1 :

Un condensateur est initialement chargé sous une tension $E = 6 \text{ V}$ puis inséré dans le montage ci-contre.

On considère que la bobine a une résistance interne négligeable. À la date $t = 0$, on ferme l'interrupteur K .

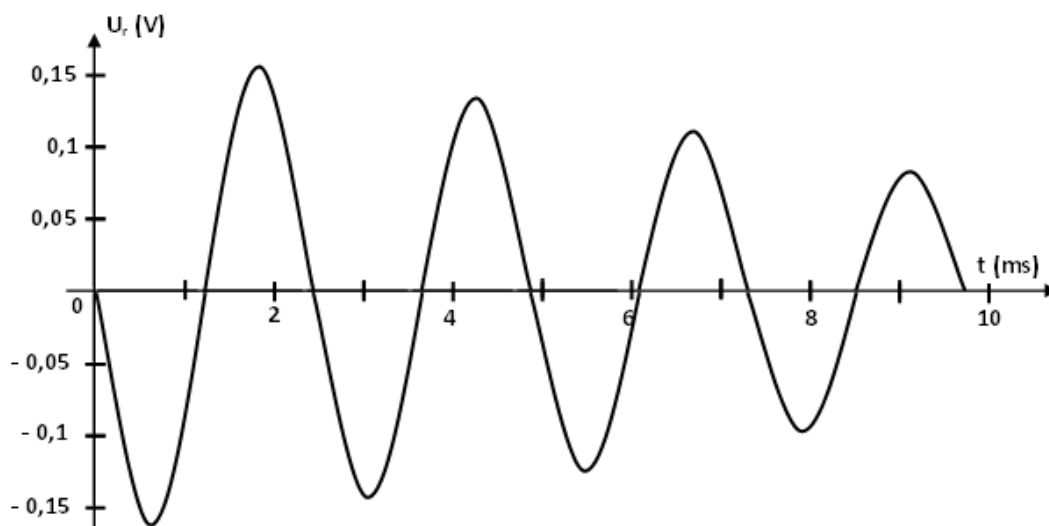
- 1) En appliquant la loi d'additivité des tensions, établir une relation [1] entre u_L (la tension aux bornes de la bobine) et u_C (la tension aux bornes du condensateur).
- 2) Exprimer u_L en fonction de l'intensité i .
- 3) Exprimer l'intensité i en fonction de la capacité C et de la tension u_C .
- 4) À l'aide de la relation [1], établir l'équation différentielle à laquelle obéit u_C .
- 5) Une solution de cette équation différentielle est de la forme : $u_C = a \cdot \cos(\omega_0 t + b)$.
 - a) En reportant cette expression dans la relation [1], déterminer l'expression de ω_0 .
 - b) À la date $t = 0$, quelle particularité la tension u_C présente-t-elle ? Quelle est alors sa valeur ?
 - c) À la date $t = 0$, quelle particularité l'intensité du courant traversant le circuit présente-t-elle ? En déduire les constantes b et a . Quelle est l'expression de u_C en fonction du temps.

On donne : $C = 2200 \mu\text{F}$ et $L = 1,1 \text{ H}$.

**Exercice n° 2 :**

Un condensateur de capacité C est chargé sous une tension $U_0 = 12 \text{ V}$. On effectue ensuite sa décharge dans un dipôle série constitué d'un résistor de résistance $R = 30 \Omega$, et d'une bobine d'inductance L et de résistance interne $r = 90 \Omega$.

L'oscillogramme de la tension u_R aux bornes du résistor R est représenté comme suit.



- 1) Quelle est la valeur de la pseudo-période ?
- 2) Quelle est la relation entre u_R et i ? Pourquoi la tension u_R est-elle négative au début de la décharge ?
- 3) Quelle est la valeur de l'intensité à l'instant $t = 0$ s ? En déduire la valeur de la tension u_b aux bornes de la bobine à cet instant.
- 4) Déterminer à partir de la courbe la valeur de $\frac{di}{dt}$ à l'instant $t = 0$ s. En déduire la valeur de L .
- 5) En déduire la valeur de la capacité C .
- 6) Calculer la perte d'énergie par effet joule dans le circuit entre les instants de dates $t_1 = \frac{T}{4}$ et $t_2 = 11\frac{T}{4}$.

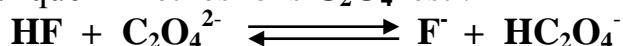
Exercice n° 3 :

On dispose de deux solutions acides de concentrations identiques $C_A = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La première solution (S_1) est une solution d'acide nitrique (HNO_3), de $pH_1 = 1,3$. La deuxième solution (S_2) est une solution d'acide propanoïque (C_2H_5COOH), de $pH_2 = 3,1$.

- 1) Indiquer les couples acide / base auxquels ils appartiennent en milieux aqueux.
- 2) a) Écrire l'équation générale de la réaction entre un acide AH et l'eau.
b) Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système en utilisant l'avancement volumique y .
- 3) a) En vous aidant du tableau descriptif, montrer que la réaction entre l'acide nitrique et l'eau est totale.
b) Écrire l'équation chimique de cette réaction.
- 4) a) Calculer l'avancement volumique maximal y_{\max} , l'avancement volumique à l'équilibre y_{eq} et le taux d'avancement final τ_F de la réaction entre l'acide propanoïque et l'eau.
b) Conclure et écrire l'équation chimique de la réaction.
- 5) a) La transformation de la question précédente conduit à un équilibre chimique. Faire le bilan des espèces présentes et calculer leurs concentrations respectives.
b) Quelle est la cause microscopique de l'établissement de l'équilibre ?

Exercice n° 4 :

L'équation chimique qui symbolise la réaction modélisant la transformation d'un système contenant l'acide fluorhydrique HF et les ions $C_2O_4^{2-}$ est :



On introduit dans un récipient de volume V constant les quantités suivantes : **1 mol** de HF , **0,5 mol** de $C_2O_4^{2-}$ et **0,15 mol** de F^- .

- 1) Donner l'expression de la fonction des concentrations π .
- 2) Montrer que la réaction est spontanée dans le sens direct.
- 3) À l'équilibre dynamique, le taux d'avancement final est **0,55**.
a) Donner la composition du mélange ainsi obtenu.
b) En déduire la valeur de la constante d'équilibre K relative à la réaction étudiée.