

Métropole Septembre 2024 Sujet 2
CORRECTION Yohan Atlan © <https://www.vecteurbac.fr/>

CLASSE : Terminale

EXERCICE 3 : 5 points

voie : Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h53

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collège »

EXERCICE 3 : Suivi cinétique d'une décoloration

1. Étude des conditions initiales

Q1.

Le pictogramme de sécurité associé à la phénolphtaléine désigne un produit cancérogène.



La solution de phénolphtaléine est de concentration égale à $1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;

Cette concentration est inférieure à $3 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (concentration à partir de laquelle le pictogramme est indiquée sur la solution)

Q2.

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

Or

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{(c^0)^2}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{(c^0)^2} = K_e$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{K_e \times (c^0)^2}{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}$$

D'où

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{\frac{K_e \times (c^0)^2}{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}}{c^0}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e \times c^0}{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-14} \times 1,0}{0,50}\right)$$

$$\text{pH} = 14$$

Q3.

Dans le bécher on introduit 0,50 mL d'une solution basique de phénolphtaléine de concentration en ions P^{2-} égale à $1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;

Dans ce même bâcheur, on introduit 30 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;

On cherche la concentration des ions P^{2-} dans ce mélange

$$[\text{P}^{2-}]_0 = \frac{n_{\text{P}^{2-}}}{V_{\text{Sol}}}$$

Or

$$[\text{P}^{2-}]_{\text{introduite}} = \frac{n_{\text{P}^{2-}}}{V_1}$$

$$\frac{n_{\text{P}^{2-}}}{V_1} = [\text{P}^{2-}]_{\text{introduite}}$$

$$n_{\text{P}^{2-}} = [\text{P}^{2-}]_{\text{introduite}} \times V_1$$

D'où

$$[\text{P}^{2-}]_0 = \frac{[\text{P}^{2-}]_{\text{introduite}} \times V_1}{V_{\text{Sol}}}$$

Or

$$V_{\text{Sol}} = V_1 + V_2$$

D'où

$$[\text{P}^{2-}]_0 = \frac{[\text{P}^{2-}]_{\text{introduite}} \times V_1}{V_1 + V_2}$$

$$[\text{P}^{2-}]_0 = \frac{1,6 \times 10^{-3} \times 0,50}{0,50 + 30}$$

$$[\text{P}^{2-}]_0 = 2,6 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. Étude cinétique de la décoloration

Q4.

Lorsque l'évolution de la concentration suit une loi de vitesse d'ordre 1, la vitesse est proportionnelle à la concentration : $v = kc$

Les résultats expérimentaux donnés en figure 1 montrent une droite passant par l'origine : la vitesse de disparition v et la concentration $[\text{P}^{2-}]$ sont proportionnelles : $v = k \times [\text{P}^{2-}]$

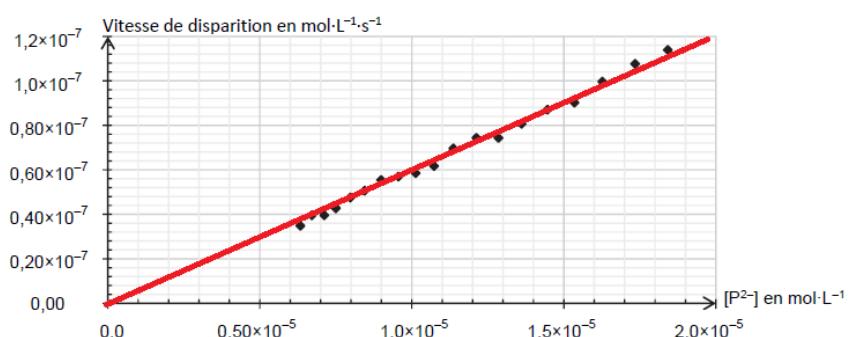


Figure 1. Évolution de la vitesse de disparition de la forme P²⁻ en fonction de la concentration en P²⁻

Ainsi, les résultats expérimentaux donnés en figure 1 sont compatibles avec l'hypothèse que l'évolution de la concentration suit une loi de vitesse d'ordre 1.

Q5.

Le coefficient k est le coefficient directeur de la courbe :

$$k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$k = \frac{1,2 \times 10^{-7} - 0}{1,98 \times 10^{-5} - 0}$$

$$k = 6,0 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

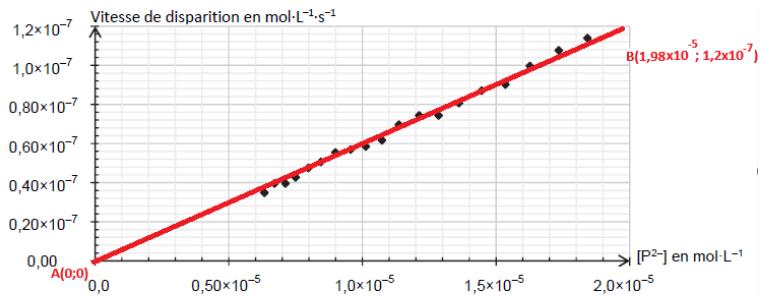


Figure 1. Évolution de la vitesse de disparition de la forme P^{2-} en fonction de la concentration en P^{2-}

Q6.

$$v_d = -\frac{d[\text{P}^{2-}]_{(t)}}{dt}$$

La dérivée se calcul en trouvant le coefficient directeur de la tangente en un point de la courbe.

Par exemple pour t=200s :

$$k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$k = \frac{0 - 1,65 \times 10^{-5}}{370 - 0} = -4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v_{t=200\text{s}} = -\frac{d[\text{P}^{2-}]_{(t)}}{dt} = -k$$

$$v_{t=200\text{s}} = 4,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol. L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

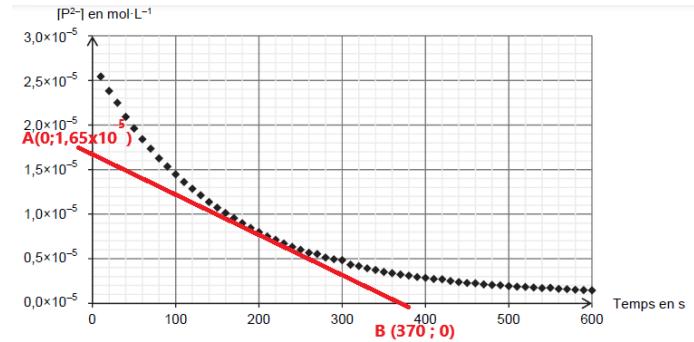


Figure 2. Évolution temporelle de la concentration de la forme P^{2-} de la phénolphtaléine

Q7.

$$v = -\frac{d[\text{P}^{2-}]_{(t)}}{dt} = -k$$

Au cours du temps, la valeur absolue du coefficient directeur de la tangente en un point de la courbe diminue.

Ainsi, la vitesse de disparition diminue au cours du temps.

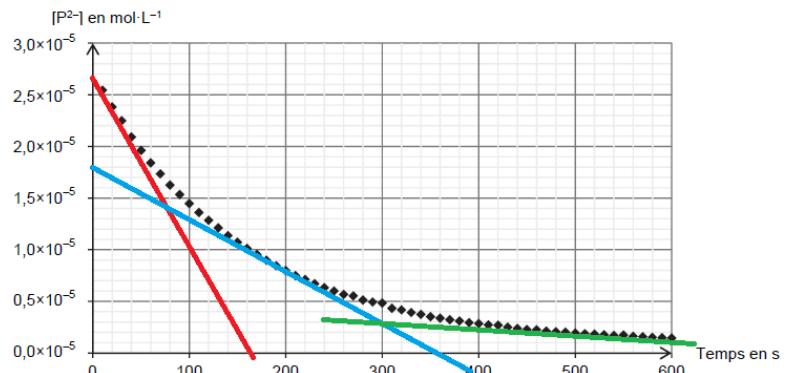


Figure 2. Évolution temporelle de la concentration de la forme P^{2-} de la phénolphtaléine

Q8.

$t_{1/2}$ est la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne la moitié de sa valeur finale : $x(t_{1/2}) = x_f/2$.

$$[P^{2-}]_{(t=t_{1/2})} = \frac{[P^{2-}]_0}{2}$$

$$[P^{2-}]_{(t=t_{1/2})} = \frac{2,6 \times 10^{-5}}{2}$$

$$[P^{2-}]_{(t=t_{1/2})} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Graphiquement, pour

$$[P^{2-}]_{(t=t_{1/2})} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ on lit}$$

$$t_{1/2} = 120 \text{ s}$$

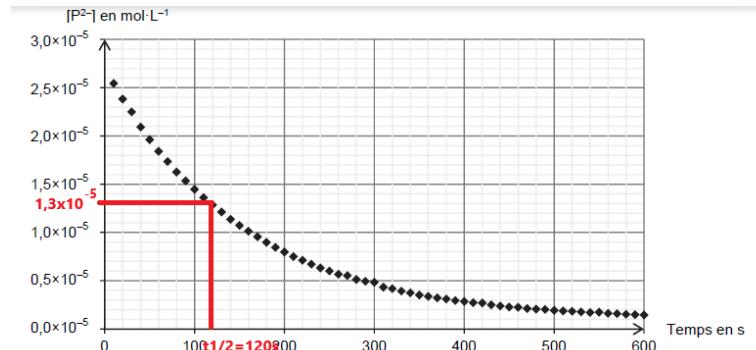


Figure 2. Évolution temporelle de la concentration de la forme P^{2-} de la phénolphthaleine

Q9.

$$[P^{2-}]_{(t)} = [P^{2-}]_0 \times e^{-k \times t}$$

Ainsi :

$$[P^{2-}]_{(t=t_{1/2})} = [P^{2-}]_0 \times e^{-k \times t_{1/2}}$$

$$[P^{2-}]_0 \times e^{-k \times t_{1/2}} = [P^{2-}]_{(t=t_{1/2})}$$

Or

$$[P^{2-}]_{(t=t_{1/2})} = \frac{[P^{2-}]_0}{2}$$

Donc

$$[P^{2-}]_0 \times e^{-k \times t_{1/2}} = \frac{[P^{2-}]_0}{2}$$

$$e^{-k \times t_{1/2}} = \frac{1}{2}$$

$$\ln(e^{-k \times t_{1/2}}) = \ln\left(\frac{1}{2}\right)$$

$$-k \times t_{1/2} = -\ln(2)$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$$

Q10.

Calculons $t_{1/2}$:

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{6,0 \times 10^{-3}}$$

$$t_{1/2} = 116 \text{ s}$$

La valeur de $t_{1/2}$ calculée et celle mesurée ($t_{1/2} = 120$ s) à la question Q8 sont semblables.

Ainsi, l'hypothèse que l'évolution de la concentration suit une loi de vitesse d'ordre 1 est vérifiée.

Q11.

$t_{1/2} = 120$ s : la réaction est lente (la concentration diminue de moitié toute les 120s soit 2 minutes).

La décoloration des ions P^{2-} est lente. La couleur permettant de repérer l'équivalence est persistante.

La décoloration progressive de la solution rose de phénolphthaleine, n'est pas gênante lors des titrages.

Ainsi, la phénolphthaleine peut servir à un dosage par titrage.

Attention : au bout d'un temps correspondant à 5 fois $t_{1/2}$ soit 10 min, la coloration aura disparu.