Bac 2026 Métropole Jour 1 **Correction © https://www.labolycee.org**
Spécialité Physique-Chimie

Exercice 3 – Coloration de la laine (5 points)

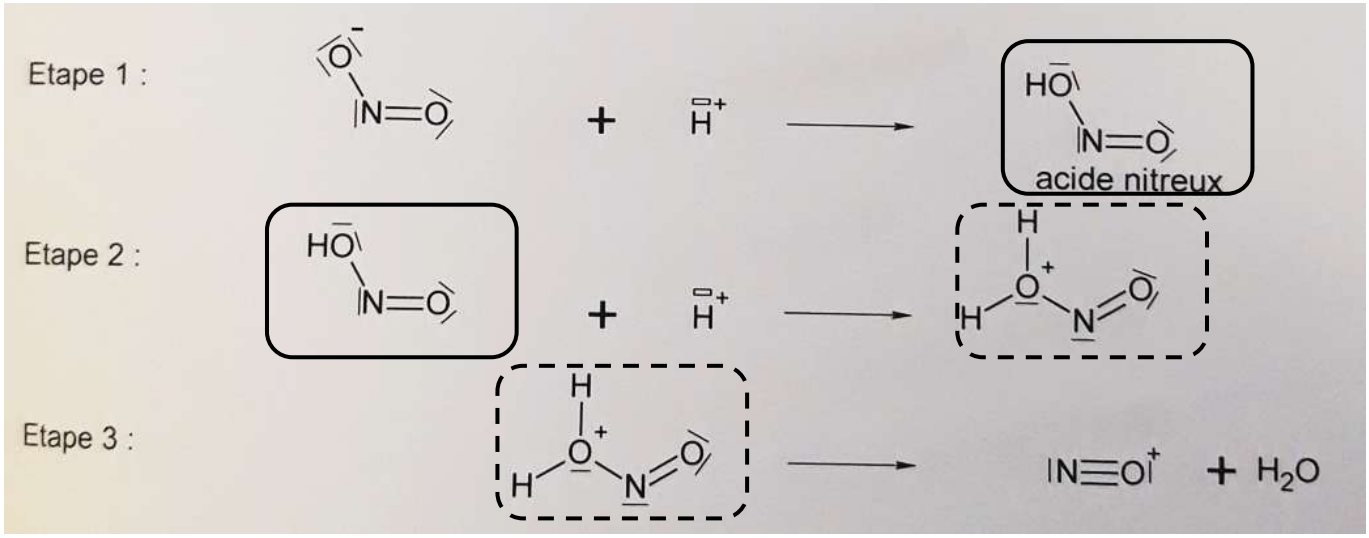
1. Synthèse d'un « colorant acide »

Q1. Définir un intermédiaire réactionnel.

Un **intermédiaire réactionnel** est une espèce chimique formée lors d'une étape du mécanisme réactionnel et consommée lors d'une étape ultérieure (souvent l'étape suivante).

Q2. Souligner les deux intermédiaires réactionnels présents dans les étapes du mécanisme réactionnel de la synthèse, fournies en ANNEXE A2 À RENDRE AVEC LA COPIE.

Deux intermédiaires réactionnels encadrés :



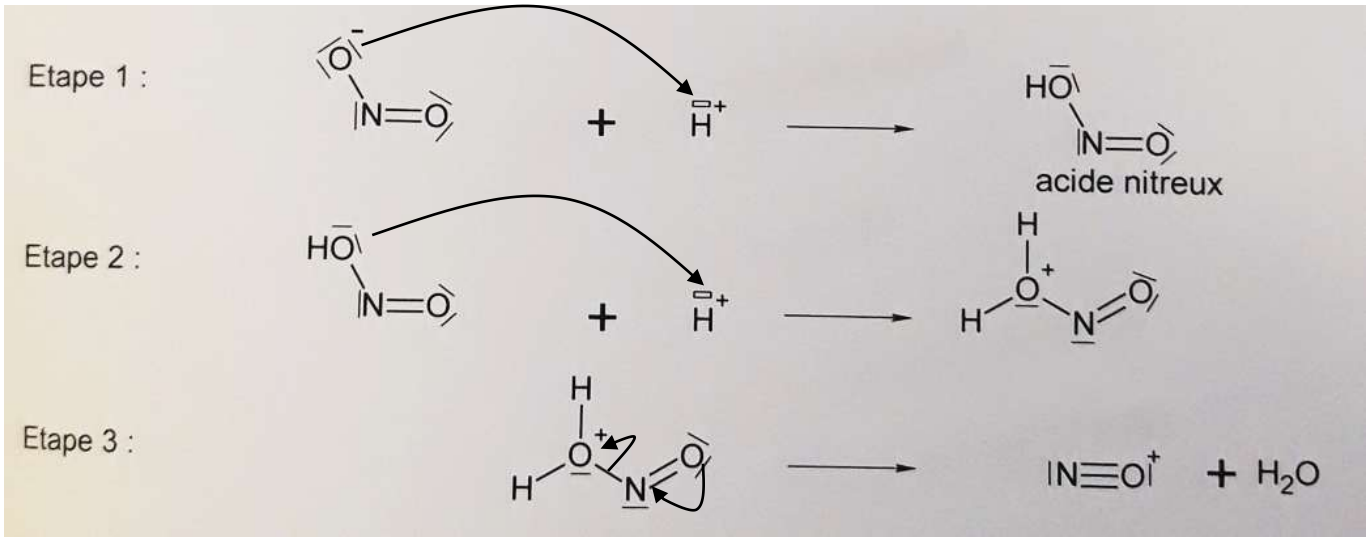
Q3. Identifier les sites donneur et accepteur d'électrons dans l'étape 1 en justifiant votre réponse sur la copie.

Le **site donneur** de doublets d'électrons est l'un des **doublets non liants de l'atome d'oxygène** O portant la charge négative de l'ion nitrite NO_2^- car c'est un site riche en électrons.

Le **site accepteur** de doublets d'électrons est **l'ion hydrogène H^+** qui possède une lacune électronique.

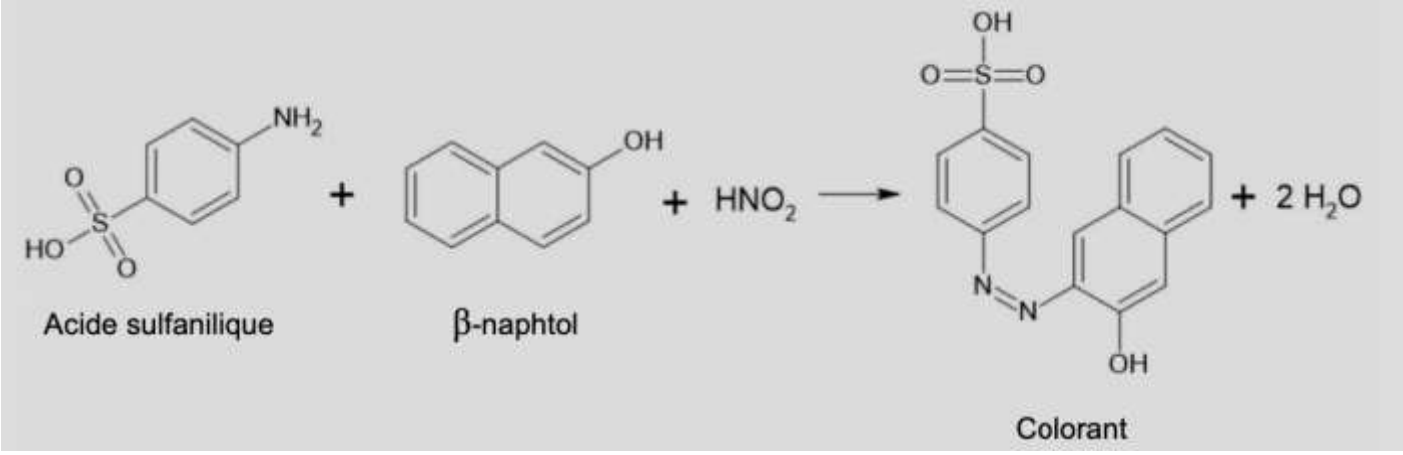
Q4. Dessiner les flèches courbes schématisant les transferts électroniques pour chacune des étapes du mécanisme sur l'ANNEXE A2 À RENDRE AVEC LA COPIE.

Flèches courbes.



Justifications non demandées :
Étape 1 : formation d'une liaison, la flèche courbe part du site donneur (doublet non liant de O^-) et pointe vers le site accepteur, l'ion H^+.
Étape 2 : formation d'une liaison, la flèche courbe part du site donneur (doublet non liant de l'atome O de OH) et pointe vers le site accepteur, l'ion H^+.
Étape 3 : rupture d'une liaison, la flèche courbe part du site donneur (doublet liant de la liaison O – N) et pointe vers l'atome le plus électronégatif (l'atome O). Formation d'une liaison O – N, la flèche courbe part d'un doublet non liant de l'atome d'oxygène (site donneur) et pointe vers l'atome d'azote N (site accepteur).

On réalise la synthèse du colorant en faisant réagir 0,87 g d'acide sulfanilique et 0,72 g de β–naphtol avec un excès d'acide nitreux. La transformation est modélisée par l'équation de réaction :



Expérimentalement, on obtient une masse *m* = 1,53 g de colorant.

Q5. Déterminer, en justifiant, la masse maximale de colorant qui aurait pu être obtenue.

L'acide nitreux est en excès. Calculons les quantités initiales des deux autres réactifs.

Quantité initiale de l'acide sulfanilique, noté AS :

$$n_i(\text{AS}) = \frac{m(\text{AS})}{M(\text{AS})} \quad \text{soit } n_i(\text{AS}) = \frac{0{,}87g}{173{,}2g \cdot mol^{-1}} = \mathbf{5{,}0\times10^{-3}\ mol.}$$



Quantité initiale de β–naphtol, noté BN :

$$n_i(\text{BN}) = \frac{m(\text{BN})}{M(\text{BN})} \quad \text{soit } n_i(\text{BN}) = \frac{0{,}72g}{144{,}2g \cdot mol^{-1}} = \mathbf{5{,}0\times10^{-3}\ mol.}$$

En ne conservant que deux chiffres significatifs, on constate que : $\frac{n_i(\text{AS})}{1} = \frac{n_i(\text{BN})}{1}$.

Les deux réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.
Ainsi la quantité maximale du colorant qui pourrait être obtenue est telle que :

$$\frac{n_{max}}{1} = \frac{n_i(AS)}{1} = \frac{n_i(BN)}{1} \quad \text{soit } \boldsymbol{n_{max}} = \mathbf{5{,}0\times10^{-3}\ mol.}$$



La masse maximale du colorant qui pourrait être obtenue est alors :
$\boldsymbol{m_{max}} = n_{max} \times M(\text{colorant})$ soit $m_{max} = 5{,}0\times10^{-3}$ mol × 328,3 g·mol^{-1} = **1,6 g.**
(en ne conservant que deux chiffres significatifs).

Q6. Déterminer le rendement de cette synthèse.

Le rendement de la synthèse est : $\boxed{\eta = \frac{m_{exp}}{m_{max}}}$.



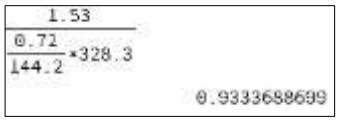
Soit $\eta = \frac{1,53g}{1,6415g}$ = 0,93 = **93 %** (en ne conservant que deux chiffres significatifs).

Rendement très élevé.

Remarque : en toute rigueur, en considérant que le β–naphtol est le réactif limitant, le rendement serait :

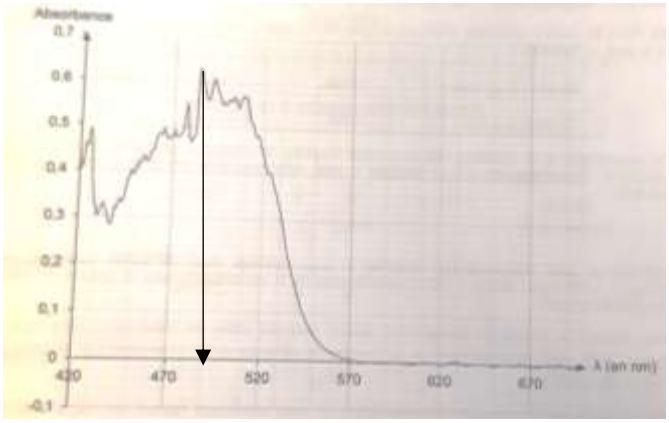
$$\eta = \frac{m}{m_{max}} = \frac{m}{n_{max} \times M(colorant)} = \frac{m}{n_i(BN) \times M(colorant)} = \frac{m}{\frac{m(BN)}{M(BN)} \times M(colorant)}$$

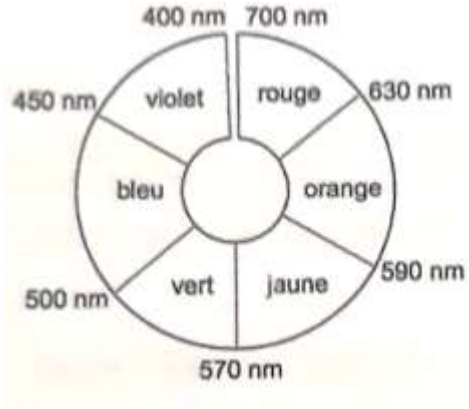
Soit $\eta = \frac{1,53}{\frac{0,72}{144,2} \times 328,3}$ = 0,933 = 93,3 %.



Q7. En utilisant le spectre ci-dessus, déterminer la couleur de ce colorant.

Le spectre d'absorption du colorant synthétisé présente un maximum d'absorbance vers 480 nm soit dans le bleu d'après le cercle chromatique.





La couleur du colorant est la couleur complémentaire au bleu soit la couleur diamétralement opposée au bleu sur le cercle chromatique. Le colorant est donc de couleur **orange**.

2. Étude du bain de teinture

Q8. Démontrer comment obtenir la valeur de la concentration *C* en acide éthanoïque pour le titrage N°1 à partir de la mesure de V_{E1}.

À l'équivalence d'un titrage, on réalise un mélange stœchiométrique des réactifs titrant et titré.

L'équation de la réaction de titrage est : $CH_3CO_2H(aq) + HO^-(aq) \rightarrow CH_3CO_2^-(aq) + H_2O(\ell)$.

À l'équivalence : $\frac{n_i(acide\ diluée)}{1} = \frac{n_E(HO^-)}{1} \Leftrightarrow C_{dilué} \cdot V_A = C_B \cdot V_E$.

La solution d'acide ayant été diluée 10 fois pour réaliser le titrage, sa concentration *C* en acide éthanoïque est $C = 10 \times C_{dilué}$ soit :

$$\boxed{C = 10 \times \frac{C_B \cdot V_E}{V_A}}$$

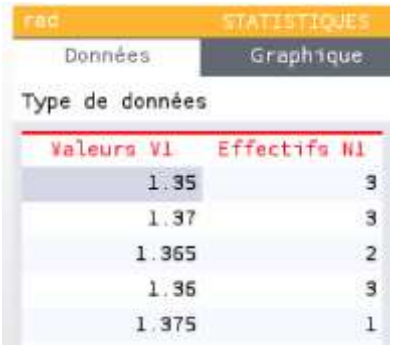
$$C = 10 \times \frac{0,10mol \cdot L^{-1} \times 13,50mL}{10,0mL} = \mathbf{1,35\ mol \cdot L^{-1}} \approx \mathbf{1,4\ mol \cdot L^{-1}}.$$

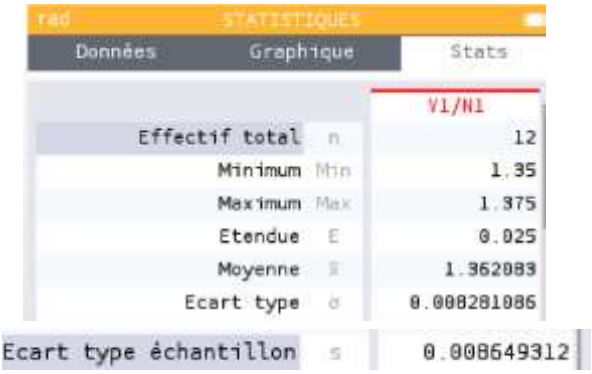
Remarque : l'énoncé donne quatre chiffres significatifs pour la valeur de *C* alors que l'on ne devrait à priori n'en conserver que deux …

Q9. Parmi les valeurs suivantes, choisir et recopier sur la copie la valeur moyenne C_{moy} et l'écart-type σ de la série de mesures :

Moyenne C_{moy} (mol·L^{-1})	1,9155	1,3750	1,3621
Écart-type σ (mol·L^{-1})	0,009	0,237	1,370

Valeur moyenne $\boldsymbol{C_{moy}}$ et écart type calculés à la calculatrice :





On a donc : $\boldsymbol{C_{moy}}$ **= 1,3621 mol·L^{-1}** et **σ = 0,009 mol·L^{-1}**.

N°	**1**	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
V_E (mL)	**13,50**	13,70	13,70	13,65	13,70	13,60	13,65	13,60	13,75	13,50	13,60	13,50
C (mol·L^{-1})	**1,350**	1,370	1,370	1,365	1,370	1,360	1,365	1,360	1,375	1,350	1,360	1,350

Remarque : réponse plus rapide possible

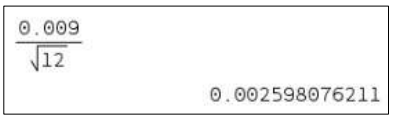
Toutes les valeurs de C oscillent autour de 1,360 mol·L^{-1} donc on choisit $\boldsymbol{C_{moy}}$ **= 1,3621 mol·L^{-1}** et l'écart-type exprime la dispersion des résultats qui est faible donc on choisit la valeur la plus faible **σ = 0,009 mol·L^{-1}**.

On rappelle que, si un opérateur calcule la valeur moyenne de *n* mesures effectuées dans les mêmes conditions, l'incertitude-type u(C_{moy}) associée à cette valeur moyenne est donnée par l'expression suivante : $u(C_{moy}) = \frac{\sigma}{\sqrt{n}}$

Q10. Montrer que l'incertitude-type associée à C_{moy}, exprimée avec un chiffre significatif, vaut u(C_{moy}) = 0,003 mol/L. Écrire la valeur expérimentale de la concentration avec le nombre de chiffres significatifs adapté.

Incertitude type : $u(C_{moy}) = \frac{\sigma}{\sqrt{n}}$ avec n = 12 mesures soit

$u(C_{moy}) = \frac{0,009 mol \cdot L^{-1}}{\sqrt{12}}$ **= 0,003 mol·L^{-1}**



En arrondissant par excès et en ne conservant qu'un seul chiffre significatif.

Ainsi : C_{moy} = 1,362 mol·L^{-1} avec une incertitude de 0,003 mol·L^{-1}.

Pour discuter de l'accord du résultat d'une mesure avec une valeur de référence, on peut utiliser le quotient $\frac{|x - x_{réf}|}{u(x)}$ **avec *x* la valeur mesurée, x_{ref} la valeur de référence et *u*(*x*) l'incertitude-type associée à la valeur mesurée *x*.**

Q11. Conclure sur l'accord entre la concentration en acide éthanoïque figurant sur l'étiquette et celle trouvée expérimentalement.

$\frac{|C_{moy} - C_0|}{u(C_{moy})} = \frac{|1,362 - 1,360|}{0,003}$ **= 0,7 < 2.**

Il y a bien accord entre la concentration en acide éthanoïque figurant sur l'étiquette et celle trouvée expérimentalement.

Merci de nous signaler la présence d'éventuelles erreurs à labolycee@labolycee.org