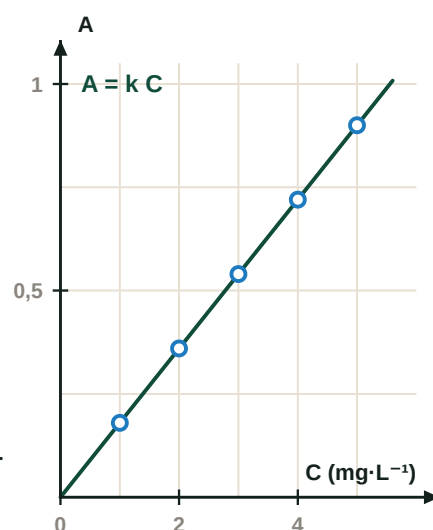
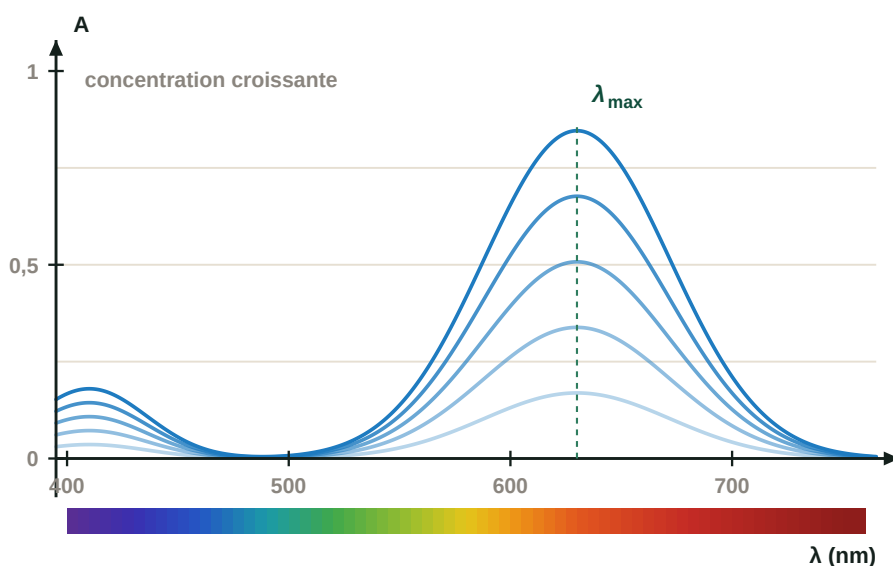




Analyser un système chimique par des méthodes physiques

pH, spectrophotométrie, conductimétrie & spectroscopies

Neuf exercices progressifs, entièrement corrigés, pour maîtriser les quatre outils de mesure du chapitre : le pH et le logarithme décimal, la loi de Beer-Lambert, la loi de Kohlrausch et l'équation d'état du gaz parfait — plus la lecture des spectres infrarouge et UV-visible. Exactement le niveau attendu le jour du baccalauréat.



9

EXERCICES
CORRIGÉS

15

CARTES
FORMULES

3

NIVEAUX
PROGRESSIFS

100 %

DU PROGRAMME
OFFICIEL

Programme d'enseignement de spécialité physique-chimie, classe terminale de la voie générale · Partie « Constitution et transformations de la matière », chapitre 1, sous-partie **B) Analyser un système chimique par des méthodes physiques** · Toutes les capacités exigibles sont couvertes, y compris la capacité mathématique (logarithme décimal) et les deux activités expérimentales.

POUR COMMENCER

Comment travailler ce cahier	3
Le programme, capacité par capacité	4
Mémo de cours · 15 cartes formules	6
Quiz de positionnement · 16 questions	17
Corrigé du quiz & par où commencer	18

NIVEAU ★ · DÉCOUVERTE

01 Le pH et le logarithme décimal	VRAI/FAUX · QCM	19
02 Le bleu du sirop de menthe	ÉTALONNAGE	20
03 Trois flacons, trois spectres	INFRAROUGE	21

NIVEAU ★★ · MAÎTRISE

04 Dilutions en cascade	EXPÉRIMENTAL	24
05 L'eau, les ions et la conductance	CONDUCTIMÉTRIE	25
06 Compter les molécules d'un gaz	GAZ PARFAIT	26

NIVEAU ★★★ · TYPE BAC

07 Un comprimé de paracétamol	ANALYSE CRITIQUE	28
08 Deux colorants, un seul sirop	CONFRONTATION	29
09 L'eau de la rivière	LE DÉFI	30

CORRIGÉS DÉTAILLÉS

Exercices 01 à 03	33
Exercices 04 à 06	38
Exercices 07 à 09	43

POUR FINIR

Fiche synthèse — tout le chapitre en 1 page	49
---	----

TROIS NIVEAUX, UNE PROGRESSION

★ **DÉCOUVERTE** Un outil à la fois, énoncés guidés, formats variés (vrai/faux, QCM, texte à trous, lecture de spectres). Objectif : installer les automatismes.

★★ **MAÎTRISE** Plusieurs étapes enchaînées, données expérimentales réelles, exploitation de graphiques et de protocoles.

★★★ **TYPE BAC** Format et exigences de l'épreuve : analyse, calcul, esprit critique sur le modèle et sur la mesure. Le n° 09 croise les quatre relations du chapitre et la spectroscopie infrarouge : il est volontairement plus dur que tout le reste.

UN CHAPITRE COURT, MAIS UNE MINE DE POINTS

La sous-partie B tient en **trois lignes** de tableau au Bulletin officiel. C'est peu — et c'est précisément pourquoi elle tombe si souvent : les relations sont courtes, les données toujours fournies, et l'essentiel des points se joue sur la **rigueur des unités** et sur la capacité à **discuter la validité** d'un résultat. Ce cahier est construit autour de ces deux exigences.



C · Du jus de citron au produit d'entretien

DONNÉES

pH mesurés à 25 °C sur cinq liquides courants :

LIQUIDE	JUS DE CITRON	CAFÉ	EAU PURE	SANG	PRODUIT D'ENTRETIEN
pH	2,40	5,00	7,00	7,40	11,50

$$c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \log 2 \approx 0,30 \cdot \log 3 \approx 0,48.$$

- Calculer la concentration en ions oxonium du **jus de citron**, puis celle du **café**.
- Combien de fois le jus de citron est-il plus riche en ions oxonium que le café ? Répondre **sans calculatrice**, en utilisant les propriétés du logarithme.
- Calculer la concentration en ions oxonium du **sang**.
- Lors d'une acidose sévère, le pH du sang peut descendre à 7,10. De quel facteur la concentration en ions oxonium a-t-elle alors augmenté ? **Expliquer en une phrase pourquoi une variation de pH aussi faible est pourtant considérée comme grave.**
- Un élève écrit : « le produit d'entretien a un pH de 11,50 et le sang de 7,40 ; le produit d'entretien est donc 4,1 fois moins acide que le sang. » **Corriger cette affirmation** et donner le facteur exact.

02 Le bleu du sirop de menthe

Exploiter la loi de Beer-Lambert pour déterminer une concentration · citer son domaine de validité

★
25 min ☐

Le dosage par étalonnage est **la** méthode du chapitre : on la retrouvera en conductimétrie à l'exercice 05 et sur un sujet type bac à l'exercice 07. Prends le temps de comprendre chaque étape ici, tu la réutiliseras trois fois.

A · Vrai ou faux — justifie chaque réponse

- L'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration, quelle que soit cette concentration.
- Le coefficient d'absorption molaire ε dépend de la longueur d'onde à laquelle on travaille.
- On règle le zéro du spectrophotomètre — le « blanc » — avec la solution la plus concentrée de la gamme.
- Utiliser une cuve deux fois plus épaisse double l'absorbance mesurée.

B · La gamme d'étalonnage

DONNÉES

Le colorant bleu brillant FCF (E 133) donne au sirop de menthe sa couleur. On prépare cinq solutions étalons de concentration en masse C_m connue et on mesure leur absorbance à $\lambda = 630 \text{ nm}$, dans une cuve d'épaisseur $\ell = 1,00 \text{ cm}$.

ÉTALON	E1	E2	E3	E4	E5
$C_m \text{ (mg} \cdot \text{L}^{-1})$	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0
A mesurée	0,162	0,331	0,489	0,660	0,817

Masse molaire du colorant : $M = 792,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ · le spectre d'absorption du colorant présente un maximum à 630 nm.

Ces corrigés sont écrits comme une copie de bac : phrases complètes, justifications, résultats encadrés avec leur unité. **Compare ta rédaction à la leur, pas seulement tes résultats** — c'est là que se gagnent les points que tout le monde laisse.

01 Le pH et le logarithme décimal



A · Vrai ou faux

- 1 **Faux.** À cause du **signe moins** de la définition (**F3**), les deux grandeurs varient en sens **opposés** : un pH élevé correspond à une concentration en ions oxonium **faible**. Une solution de pH 2 contient $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions oxonium, une solution de pH 12 en contient 10^{-12} .
- 2 **Vrai.** D'après **F4** : pH 3,0 donne $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et pH 4,0 donne $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le rapport vaut bien 10 : **une unité de pH = un facteur 10**.
- 3 **Faux.** c° est une **valeur conventionnelle exacte** — exactement $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ par définition : elle ne limite en rien le nombre de chiffres significatifs. La règle propre au pH est différente : le nombre de **décimales** du pH correspond au nombre de **chiffres significatifs** de la concentration. Ainsi $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (deux chiffres significatifs) donne $\text{pH} = 2,30$ (deux décimales).
- 4 **Faux.** Si $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, le quotient de **F3** est supérieur à 1, son logarithme est positif, et le pH est donc **négatif**. Cela correspond à une solution d'acide fort très concentrée : rien d'absurde. En revanche, une telle solution n'est plus diluée, et la relation $\text{pH} = -\log C$ y devient imprécise.
- 5 **Faux.** Diluer dix fois **ajoute** une unité au pH (**F5**) : une solution de pH 2,0 devient une solution de pH 3,0, et non de pH 0,20. Un pH ne se multiplie ni ne se divise jamais : **il s'additionne**.
- 6 **Vrai.** Un pH-mètre mesure en réalité une **tension** entre deux électrodes ; l'étalonnage avec deux solutions tampons de pH connus (souvent 4 et 7, ou 7 et 10) établit la correspondance entre cette tension et le pH. Sans étalonnage, la mesure n'est pas exploitable.

B · QCM

- 7 **a** — l'acide chlorhydrique étant totalement dissocié, $[\text{H}_3\text{O}^+] = C = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. D'après **F3** : $\text{pH} = -\log(5,0 \times 10^{-3}) = 3 - \log 5$. Or $\log 5 = \log(10/2) = 1 - \log 2 = 1 - 0,30 = 0,70$, d'où **pH = 2,30**.
- 8 **a** — d'après **F4**, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3,70}$, soit **$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** . La réponse **b** recopie les chiffres du pH, ce qui n'a aucun sens.
- 9 **c** — deux unités de pH d'écart : le rapport des concentrations vaut $10^2 = 100$. La solution de pH 4,0 est cent fois plus riche en ions oxonium que celle de pH 6,0.
- 10 **b** — $\Delta \text{pH} = -0,48$, donc la concentration est multipliée par $10^{0,48} = 3,0$ — c'est la lecture inverse de $\log 3 \approx 0,48$. La réponse **a** recopie l'écart de pH au lieu d'en prendre la puissance de 10.

C · Du jus de citron au produit d'entretien

- 11 D'après **F4**, pour le jus de citron : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-2,40}$, soit **$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .
Pour le café : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-5,00}$, soit **$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .
- 12 Le rapport des concentrations vaut $\frac{10^{-2,40}}{10^{-5,00}} = 10^{5,00-2,40} = 10^{2,60}$.
On décompose : $10^{2,60} = 10^2 \times 10^{0,60}$. Or $0,60 = 2 \times 0,30 = 2 \log 2 = \log 4$, donc $10^{0,60} = 4$. Le jus de citron est donc **$4,0 \times 10^2$ fois** plus riche en ions oxonium que le café.
La calculatrice donnerait 398 : l'approximation $\log 2 \approx 0,30$ suffit largement.

