

TERMINALE SPÉCIALITÉ · PHYSIQUE-CHIMIE · CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE · CHAPITRE 1



R. RINGUET · 2026 – 2027

Sujet type bac Transformations acide-base

Deux exercices indépendants : une eau minérale et l'équilibre calco-carbonique, un sachet antiacide

Durée : 1 h 30 · calculatrice autorisée · 2 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : /20

★ CONSIGNES

Les deux exercices sont indépendants et peuvent être traités dans l'ordre choisi par le candidat. La qualité de la rédaction, la rigueur scientifique et le respect des unités et des chiffres significatifs entrent pour une part importante dans l'appréciation des copies. Toute expression littérale est établie avant l'application numérique; toute démarche, même partielle, est valorisée.

Formulaire : couples de l'eau $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ • couples de l'acide carbonique $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$.

Exercice 1 Une eau minérale et l'équilibre calco-carbonique

12 pts ●●●

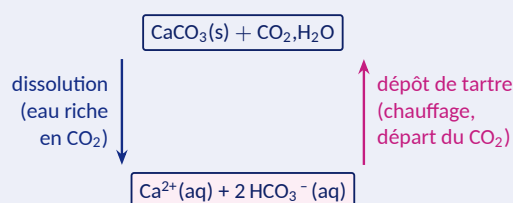
Une eau minérale gazeuse naît de la circulation de l'eau de pluie dans des roches calcaires. Cet exercice étudie les transferts d'ions H^+ qui expliquent à la fois la composition de cette eau, sa mise en bouteille et l'entartrage des appareils ménagers.

■ **DONNÉES** M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{H}) = 1,0$ • $M(\text{C}) = 12,0$ • $M(\text{O}) = 16,0$ • $M(\text{Mg}) = 24,3$ • $M(\text{Ca}) = 40,1$ • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

■ DOCUMENT 1 — L'étiquette de l'eau minérale « Source du Val » (analyse en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$)

Ca^{2+}	Mg^{2+}	Na^+	HCO_3^-	SO_4^{2-}	Cl^-	NO_3^-
190	11	9,0	610	25	6,0	2,0

■ DOCUMENT 2 — Du calcaire dissous au calcaire déposé



En s'infiltrant, l'eau de pluie se charge en dioxyde de carbone produit par les racines et les micro-organismes du sol : elle devient capable de dissoudre le calcaire des roches, selon la transformation représentée ci-contre par la flèche bleue (du haut vers le bas). L'eau ressort à la source chargée en ions calcium et hydrogénocarbonate, sous une pression de CO_2 élevée; la bouteille est fermée aussitôt.

Lorsque cette eau est chauffée, ou lorsque le CO_2 dissous s'échappe, la transformation se produit en sens inverse : du carbonate de calcium solide se dépose. C'est le tartre des bouilloires et des résistances de lave-linge.

Partie A — Les couples acide-base mis en jeu

- 1.1 Écrire les demi-équations acide-base des deux couples de l'acide carbonique. En déduire que l'ion hydrogénocarbonate est une espèce amphotère.
- 1.2 Représenter le schéma de Lewis de l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- et indiquer le nombre de doublets non liants qu'il porte.

- 1.3** Vérifier que l'équation $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq})$ est ajustée, puis montrer qu'elle correspond au transfert d'un ion H^+ entre les deux couples de l'acide carbonique. Préciser l'espèce qui cède l'ion H^+ et celle qui le capte.
- 1.4** On verse quelques gouttes d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) dans un verre de cette eau : une vive effervescence apparaît. Écrire l'équation de la réaction, identifier le gaz formé et indiquer le test qui permet de le caractériser.

Partie B — Ce que dit l'étiquette

- 1.5** Calculer les concentrations en quantité de matière des ions hydrogénocarbonate et des ions calcium, en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 1.6** D'après l'équation du document 2, la dissolution du calcaire produit deux fois plus d'ions hydrogénocarbonate que d'ions calcium. Calculer le rapport des concentrations obtenues à la question précédente et discuter la cohérence de l'étiquette avec ce modèle.
- 1.7** Un laboratoire mesure sur cette eau une concentration en ions hydrogénocarbonate $c_{\text{mes}} = 9,6 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, avec une incertitude-type $u(c) = 0,3 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer l'écart normalisé $z = \frac{|c_{\text{mes}} - c_{\text{ét}}|}{u(c)}$ entre cette mesure et la valeur de l'étiquette, puis conclure (compatibilité admise si $z < 2$).
- 1.8** Calculer la masse d'ions hydrogénocarbonate contenue dans une bouteille de 1,25 L.

Partie C — L'entartrage d'une bouilloire

- 1.9** Écrire l'équation de la transformation inverse, celle qui dépose le tartre. Quelle espèce capte alors un ion H^+ ?
- 1.10** On porte à ébullition $V = 1,5 \text{ L}$ de cette eau minérale dans une bouilloire. En supposant que la totalité des ions calcium précipite sous forme de carbonate de calcium, calculer la masse de tartre déposée et le volume de dioxyde de carbone libéré.
- 1.11** Dans un foyer, la bouilloire est utilisée deux fois par jour avec ce volume d'eau. Estimer la masse de tartre déposée en une année et commenter.
- 1.12** Pour détartrer la bouilloire, on y verse du vinaigre. Écrire l'équation de la réaction entre le carbonate de calcium et l'acide éthanóique CH_3COOH , puis expliquer, en termes de transfert d'ion H^+ , pourquoi cette opération élimine le tartre.
- 1.13** Une même eau peut donc *dissoudre* le calcaire dans le sous-sol et le *déposer* dans une bouilloire. À l'aide du document 2, expliquer en quelques lignes ce qui distingue ces deux situations. Proposer, en une phrase, un moyen simple de limiter l'entartrage d'une bouilloire.
- 1.14** Le programme ci-dessous estime la masse de tartre déposée en un an. Compléter les lignes 5 et 6, puis indiquer la valeur affichée pour $n = 2$ utilisations par jour.

```

1  c_Ca = 4.74e-3      # concentration en ions calcium, en mol/L
2  V = 1.5            # volume d'eau chauffe a chaque utilisation, en L
3  M = 100.1          # masse molaire de CaCO3, en g/mol
4  n_utilisations = int(input("nombre d'utilisations par jour : "))
5  m_par_utilisation = ...      # ligne a completer
6  m_annuelle = ...            # ligne a completer
7  print("masse de tartre en un an :", round(m_annuelle, 1), "g")

```

Exercice 2 Un sachet antiacide

8 pts ●●●

Les brûlures d'estomac sont dues à un excès d'ions oxonium H_3O^+ dans le suc gastrique. Un sachet antiacide vendu en pharmacie contient deux principes actifs qui captent ces ions.

■ **DONNÉES** M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{H}) = 1,0$ • $M(\text{C}) = 12,0$ • $M(\text{O}) = 16,0$ • $M(\text{Na}) = 23,0$ • $M(\text{Al}) = 27,0$ • $M(\text{Ca}) = 40,1$ • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

■ DOCUMENT 3 — Le sachet et le suc gastrique

Un sachet contient $m_1 = 1,68 \text{ g}$ d'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 et $m_2 = 0,50 \text{ g}$ de carbonate de calcium CaCO_3 . Il est dissous dans un verre d'eau, puis avalé. Après un repas, l'estomac contient un volume $V = 250 \text{ mL}$ de suc gastrique, de concentration $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions H_3O^+ . Les deux principes actifs réagissent successivement : l'ion hydrogénocarbonate réagit d'abord, le carbonate de calcium ensuite. Toutes les transformations sont supposées totales. L'apport de sodium recommandé pour un adulte ne devrait pas dépasser $2,0 \text{ g}$ par jour.

- 2.1 Écrire l'équation de la réaction entre l'ion hydrogénocarbonate et l'ion oxonium, puis celle entre le carbonate de calcium et l'ion oxonium. Identifier dans chaque cas les couples acide-base mis en jeu.
- 2.2 Justifier que l'ion carbonate CO_3^{2-} capte successivement deux ions H^+ , alors que l'ion hydrogénocarbonate n'en capte qu'un.
- 2.3 Calculer les quantités de matière initiales des deux principes actifs et celle des ions H_3O^+ du suc gastrique.
- 2.4 Montrer que la totalité de l'hydrogénocarbonate réagit, puis déterminer la quantité d'ions H_3O^+ restant après cette première réaction.
- 2.5 En déduire la quantité de carbonate de calcium qui réagit ensuite. Le sachet suffit-il à neutraliser tout l'excès d'acidité ? Justifier.
- 2.6 Calculer le volume total de dioxyde de carbone dégagé dans l'estomac. Commenter cette valeur du point de vue du confort du patient.
- 2.7 Comparer les deux principes actifs quant à la quantité d'ions H_3O^+ qu'ils neutralisent par gramme. Lequel est le plus efficace en masse ?
- 2.8 Calculer la masse de sodium apportée par un sachet et la comparer à l'apport journalier recommandé. Quelle recommandation peut-on formuler pour une personne suivant un régime pauvre en sel ?

■ DOCUMENT 4 — Trois antiacides du commerce

produit	principe actif	masse par dose	ions H^+ captés par entité
A	NaHCO_3	1,68 g	1
B	CaCO_3	1,25 g	2
C	$\text{Al}(\text{OH})_3$	0,80 g	3

- 2.9 L'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ libère des ions hydroxyde qui captent les ions H_3O^+ . Écrire l'équation de la réaction correspondante et identifier les deux couples mis en jeu.
- 2.10 Calculer, pour chacune des trois doses du document 4, la quantité d'ions H_3O^+ neutralisée, puis classer les trois produits par efficacité décroissante.
- 2.11 Un seul de ces trois produits ne dégage aucun gaz. L'identifier et indiquer l'avantage que cela représente. Proposer néanmoins un critère, autre que l'efficacité, à prendre en compte dans le choix d'un antiacide.