

D'après une source des éditions Bordas du livre de 2^{de} physique-chimie.

Document 1 : Interprétation de la réaction chimique

- L'équation de la réaction montre que chaque fois qu'une mole d'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 (s) est consommé par une mole d'ions oxonium H_3O^+ (aq), il se forme une mole de dioxyde de carbone CO_2 (g), deux moles d'eau H_2O (l) et une mole d'ions sodium Na^+ (aq).
- Dans les conditions de l'expérience, 1 mol de dioxyde de carbone occupe un volume de 24 L.

Document 2 : Les couleurs du BBT

Le bleu de bromothymol (BBT) sert d'indicateur de présence des ions oxonium H_3O^+ (aq). Il prend une teinte jaune en leur présence et reste bleu en leur absence.

Document 3 : Les mélanges étudiés

	1 ^{er} mélange	2 ^{ème} mélange
Hydrogénocarbonate de sodium	1,0 g	1,0 g
Acide chlorhydrique	5 mL	20 mL

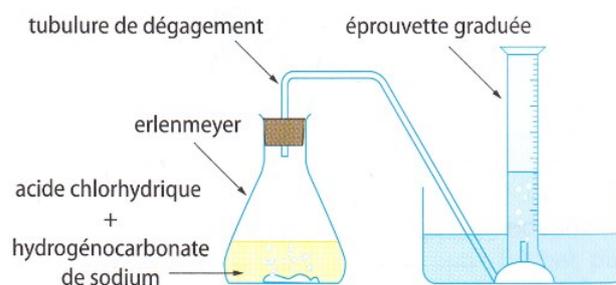
Document 5 : Liste du matériel

Sur le poste élèves

- 2 tubes à essais + 2 bouchons + 1 tube de dégagement
- 1 flacon d'eau de chaux
- 1 flacon de BBT
- 1 cristalliseur (grand ou moyen)
- 1 erlenmeyer avec un tube de dégagement relié au cristalliseur
- 3 éprouvette graduée de 250 mL - 50 mL - 1 mL
- 1 coupelle plastique
- 1 spatule
- 1 bécher de 100 mL
- 1 pipette pasteur
- 2 paires de lunettes
- 1 verre à pied pour récupérer les déchets.
- 1 chiffon et 1 éponge

Document 4 : Protocole et montage expérimental

- Dans un erlenmeyer, introduire une masse m d'hydrogénocarbonate de sodium solide.
- Dans une éprouvette graduée, préparer un volume V d'acide chlorhydrique concentré, additionné de quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT).
- Préparer une éprouvette remplie d'eau que l'on retournera et maintiendra sur un têt dans un cristalliseur contenant de l'eau.
- Verser de l'acide dans l'erlenmeyer et le fermer rapidement avec un bouchon muni d'un tube de dégagement permettant de recueillir le gaz formé.



- Attendre l'arrêt du dégagement gazeux et noter la valeur du volume de gaz recueilli.

Sur le poste professeur :

- 2 balances
- 2 soucoupes d'hydrogénocarbonate de sodium
- 2 spatules
- Boîtes de gants
- 1 L d'acide chlorhydrique à 1 mol.L^{-1}
- 1 bidon de récupération acide

On veut étudier la réaction chimique se produisant entre l'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 et les ions oxonium de l'acide chlorhydrique. L'équation de la réaction est :



I. Un gaz formé

- 1) A l'aide des 2 tubes à essais, proposer une petite expérience, mettant en jeu la réaction étudiée, permettant de montrer que le gaz formé est bien du dioxyde de carbone. (Faire une phrase et un schéma)
- 2) Le réaliser, indiquer vos observations et valider.

II. Réalisation

- 1) Réaliser très soigneusement le protocole décrit dans le document 4 afin d'étudier successivement les deux systèmes chimiques proposés dans le document 3.
- 2) A partir des observations effectuées en réalisant le protocole, représenter et compléter le tableau suivant sur votre copie :

	Mélange 1	Mélange 2
Couleur de la solution dans l'état initial		
Couleur de la solution dans l'état final		
Reste-t-il du solide dans l'état final ?		
Volume du gaz formé dans l'état final et unité		

III. Interprétation

- 1) Pour chacun des mélanges, quel est **le réactif limitant** la réaction c'est-à-dire celui qui est totalement consommé ? Expliquer.
- 2) De quoi dépend le volume de dioxyde de carbone formé ?
- 3) Calculer la quantité d'hydrogénocarbonate de sodium, de masse molaire $M(\text{NaHCO}_3) = 84 \text{ g.mol}^{-1}$ et la quantité d'acide chlorhydrique de concentration $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ présentes initialement dans chaque mélange. (titre + symbole + formule + calcul + unité)

Représenter et compléter le tableau ci-dessous sur votre copie et entourer le réactif limitant pour chacun des mélanges.

	Mélange 1	Mélange 2
Quantité initiale NaHCO_3		
Quantité initiale Acide (H_3O^+)		

- 4) A l'aide de l'équation chimique et de la quantité du réactif limitant, calculer la quantité de CO_2 en mol pour chacun des mélanges. (Rédaction voir cours)
- 5) Calculer théoriquement le volume de dioxyde de carbone attendu pour chaque mélange. Les comparer avec vos mesures regroupées en II.2. Commenter.