



# Activités de la séquence n°2

## Réactions acido-basiques en solution aqueuse

---



### Fiches de synthèse mobilisées :

#### Programme de 1<sup>ère</sup> :

Fiche n°3 : Acides, bases et réactions acido-basiques

#### Programme de terminale :

Fiche n°2 : Réactions acido-basiques en solution aqueuse



### Sommaire des activités

ACTIVITÉ 1 :	Étude d'un indicateur coloré : le bleu de bromothymol.....	1
ACTIVITÉ 2 :	Étude de l'acidité du vinaigre.....	5
ACTIVITÉ 3 :	Le sang, un milieu tamponné.....	6
ACTIVITÉ 4 :	Eau de chaux et carbonate de calcium .....	8
ACTIVITÉ 5 :	L'acidification des océans, un danger pour les coraux ?.....	10

### ACTIVITÉ 1 : Étude d'un indicateur coloré : le bleu de bromothymol

À la fin du 18<sup>ème</sup> siècle, on commence à utiliser les indicateurs colorés naturels dans les procédés industriels à des fins de contrôles. On constate alors que les solutions acides n'ont pas toutes le même effet sur les couleurs des indicateurs ; cela conduit à la mise au point des premières échelles de comparaison des forces des acides. Il faudra attendre encore un siècle pour développer les premières synthèses d'indicateurs.

Actuellement les indicateurs colorés sont utilisés pour estimer les valeurs de pH de solutions, par exemple dans le cas des analyses d'eau de piscine. On se propose ici de caractériser l'un de ces indicateurs : le bleu de bromothymol (BBT) en déterminant son pKa et ainsi de voir si le BBT peut être ou non adapté à l'analyse d'une eau de piscine sachant que le pH idéal pour les eaux de piscine doit être compris entre 7,2 et 7,4.

**DOCUMENT 1 : Le BBT : un indicateur coloré acido-basique**

Le bleu de bromothymol est un indicateur coloré usuel au laboratoire. Afin de simplifier sa notation, on pose  $\text{IndH}^+$  pour sa forme acide et  $\text{Ind}^{2-}$  pour sa forme basique.



Structure et couleurs des différentes formes acido-basiques du BBT

© Le Bup n° 1015 - mai 2019 - p. 575

**DOCUMENT 2 : Préparation de solutions de BBT à différents pH****Préparation de la solution de BBT**

- Introduire dans un premier bécher un volume  $V = 20,0$  mL de solution « Britton-Robinson ».
- Ajouter un volume  $V_i$  de solution d'hydroxyde de sodium à la concentration  $1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . (voir tableau).
- Agiter.
- Prélever 20,0 mL de la solution homogène ainsi préparée et introduire dans un second bécher.
- Ajouter alors  $v = 2,00$  mL de solution de BBT à  $3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Agiter. Soit  $S_i$  la solution ainsi préparée.
- Mesurer le pH de cette solution et garder cette solution  $S_i$ .
- Faire de même pour les différentes solutions listées dans le tableau ci-dessous :

Solution $S_i$	$V_i$	pH $_i$
$S_1$	4,00	
$S_2$	4,50	
$S_3$	5,00	
$S_4$	5,50	
$S_5$	6,00	
$S_6$	6,50	
$S_7$	7,00	
$S_8$	7,50	
$S_9$	8,00	
$S_{10}$	8,50	
$S_{11}$	9,00	
$S_{12}$	9,50	

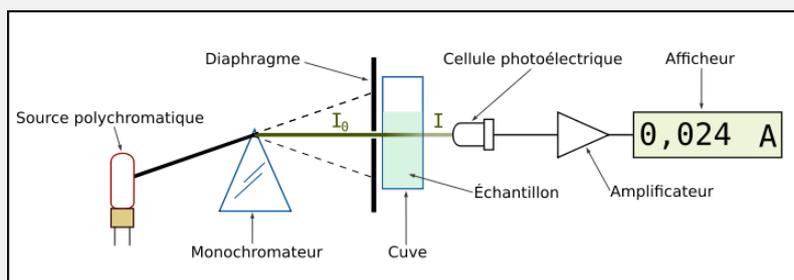


1. Pourquoi les différentes solutions  $S_i$  obtenues n'ont-elles pas la même couleur ?
2. D'après le diagramme de prédominance étudié en classe de 1<sup>ère</sup>, quelle est la grandeur limite à partir de laquelle il y a un changement d'espèce prédominante.
3. Donner alors une estimation de cette grandeur en observant les différentes solutions obtenues.
4. Pour déterminer cette grandeur plus précisément, il faut pouvoir déterminer les concentrations de  $\text{IndH}^+$  et de  $\text{Ind}^{2-}$  dans chacune des solutions.

Quelle technique d'analyse pourrait nous permettre d'étudier ces différentes solutions et déterminer ainsi les concentrations des espèces qu'elles contiennent ?

5. Calculer la concentration totale en BBT (qui sera notée  $C_0$ ) dans chacune des solutions  $S_i$ .

### DOCUMENT 3 : Spectrophotométrie et relation de Beer-Lambert



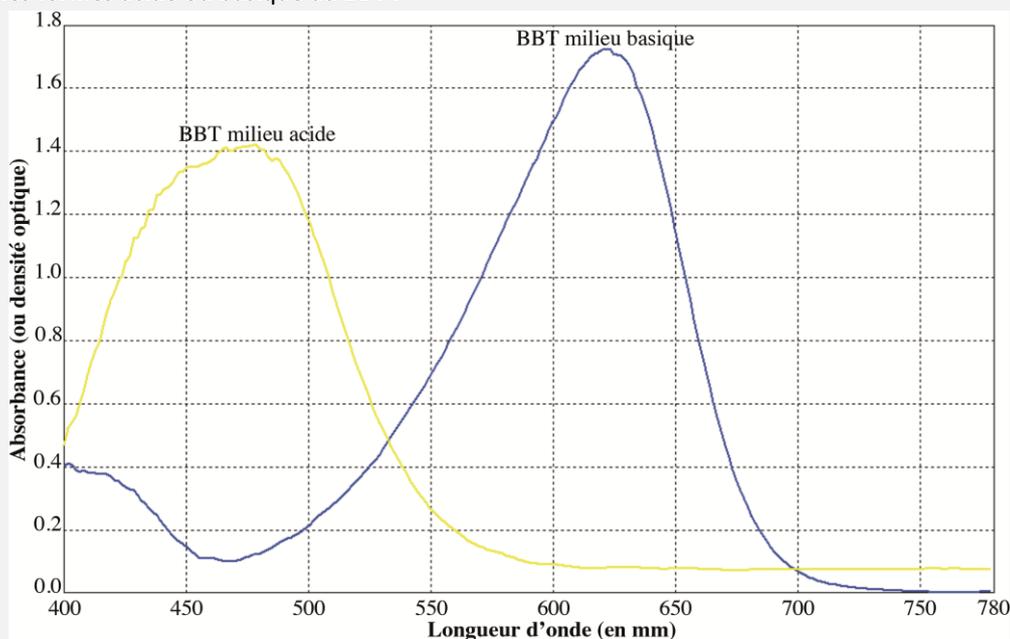
Principe de fonctionnement d'un spectrophotomètre

La spectrophotométrie permet d'analyser des solutions colorées et ainsi de déterminer les concentrations d'espèces colorées qui absorbent la lumière.

Pour une longueur d'onde donnée, on peut utiliser l'absorbance pour retrouver la concentration d'une espèce colorée dans la solution grâce à la relation de Beer-Lambert :  $A = k.C$

Avec  $A$  : l'absorbance,  $k$  : une constante de proportionnalité et  $C$  : la concentration de l'espèce colorée en solution qui absorbe.

À l'aide d'un spectrophotomètre à balayage, il est possible d'obtenir les spectres d'absorption dans le domaine du visible de chacune des formes acide ou basique du BBT :



Spectres d'absorption des formes acide et basique du BBT



- Justifier les couleurs observées pour la forme acide et pour la forme basique du BBT à l'aide des spectres obtenus.
- A quelle longueur d'onde proposez vous de faire les mesures d'absorbance afin que seule la forme basique  $[\text{InH}^{2-}]$  du BBT absorbe ? Justifier votre réponse.
- Effectuer alors les mesures d'absorbance pour les différentes solutions  $S_i$ .
- D'après les mesures obtenues, dans quelle(s) solution(s) peut-on considérer que le BBT n'existe que sous sa forme basique ?
- Montrer alors que l'on peut calculer, pour chaque solution, la concentration  $[\text{InH}^{2-}]$  grâce à la formule :

$$[\text{InH}^{2-}] = C_0 \times \frac{A}{A_{\max}}$$

- En déduire l'expression de la concentration  $[\text{InH}^-]$ .
- Faire alors les calculs des concentrations des formes acide et basique pour chaque solution  $S_i$  de  $pH_i$ .
- Tracer sur un même graphe les courbes représentant les concentrations de la forme acide et de la forme basique en fonction du pH. Il s'agit **des courbes de distribution des formes acide et basique du BBT**.

#### DOCUMENT 4 : Réactivité des acides et des bases

Les différentes espèces des couples acido-basiques ne réagissent pas toutes entre elles de façon identique. Certaines réactions sont violentes, d'autres sont plus modérées, d'autres ne se font quasiment pas. C'est la constante d'acidité  $K_a$  des différents couples, qui permet de caractériser un couple et de comparer la force relative des acides ou des bases. On peut ainsi prévoir l'évolution des réactions acido-basiques.

L'équation de la réaction d'un acide (noté AH) avec l'eau s'écrit :  $\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$  et donne lieu à un équilibre. On nomme **constante d'acidité** d'un couple acide/base (noté  $K_a$ ) la constante d'équilibre associée à cette réaction. Elle s'exprime sous la forme suivante :  $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{eq}} \times [\text{A}^{-}]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}}$ .

A un couple Acide/Base, on associe également la grandeur  $pK_a$  qui est défini par la relation suivante :

$$pK_a = -\log(K_a)$$

C'est en utilisant cette grandeur que l'on peut tracer un diagramme de prédominance pour les espèces d'

- Écrire l'équation de réaction de la forme acide du BBT avec l'eau.
- En utilisant les propriétés mathématiques du logarithme décimal (voir Fiche Lien entre Mathématique et Physiques), établir l'expression du pH en fonction du  $pK_a$  du BBT.
- Déduire alors des courbes de distribution tracées, la valeur du  $pK_a$  du BBT et vérifier que cela est en accord avec votre estimation à la question.
- Dans le cas des indicateurs colorés, la zone située entre  $pK_a - 1$  et  $pK_a + 1$  est appelée zone de virage. Justifier ce terme grâce à l'observation des différentes solutions  $S_i$  et grâce aux domaines de distribution tracés.
- Tracer alors sous les courbes de distribution un diagramme de prédominance dans le cas du BBT en faisant apparaître cette zone de virage.
- Expliquer alors si le BBT vous semble adapté ou non à la détermination du pH pour l'analyse d'eaux de piscine.



## ACTIVITÉ 2 : Étude de l'acidité du vinaigre

Le vinaigre peut être considéré comme une des solutions les plus anciennement connues et utilisée par l'homme. Du temps de la Rome antique, il était obtenu, à partir du vin placé dans des amphores poreuses subissant ainsi l'oxydation de l'air. On se propose ici d'étudier le produit de cette transformation : l'acide éthanoïque présent dans le vinaigre.

### DOCUMENT 1 : Acides faibles et coefficient de dissociation

L'équilibre de dissociation d'un acide faible est représenté par l'équation :  $\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$ .

Dans cet équilibre, l'acide n'est que faiblement dissocié pour former les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{A}^-$ .

Afin de quantifier la dissociation de cet acide (de concentration initiale  $C_0$ ), on utilise une grandeur appelée **coefficient de dissociation**, noté  $\alpha$  :

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]_f}{C_0}$$

avec  $C_0$  la concentration initiale de l'acide telle que  $C_0 = [\text{A}^-]_f + [\text{AH}]_f$

### DOCUMENT 2 : Données physico-chimiques sur le vinaigre

On considère que le vinaigre correspond à une solution aqueuse d'acide éthanoïque (espèce chimique responsable de son acidité).

**VINAIGRE 14°**

Vinaigre ménager multi usage, concentré à 14° d'acidité

Pour un entretien sain et écologique.

- De la cuisine à la salle de bain : détartre évier, robinets, salle de bains, toilettes, carrelages, cafetières... Fait briller les vitres, miroirs, surfaces carrelées, vaisselles... Elimine les odeurs dans les fours, réfrigérateurs, poubelles...
- Adoucit le linge, protège la machine à laver.

Dosage : pur sur une éponge, dilué de moitié dans une cafetière, 3 c. à soupe par lavage en machine, 150ml dans 5 litres d'eau pour le sol...

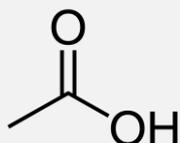
Composition : Vinaigre d'alcool 14° d'acidité. Origine végétale, naturelle.

Précautions d'emploi : Provoque une sévère irritation des yeux. Tenir hors de portée des enfants. En cas de consultation d'un médecin, garder à disposition le récipient ou l'étiquette. Lire l'étiquette avant utilisation. Se laver soigneusement les mains après utilisation. EN CAS DE CONTACT AVEC LES YEUX : rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées continuer à rincer. Si l'irritation oculaire persiste : consulter un médecin

Etiquette d'un vinaigre ménager

**Données :** Masses molaires  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Donnée :** Formule topologique de l'acide éthanoïque :



**DOCUMENT 3 : Un acide dit faible l'est-il toujours ?**

Extrait de Wikipédia :

« Plus un acide faible est dilué, plus il est dissocié (...) Son comportement se rapproche alors de celui d'un acide fort. »

Le vinaigre ménager (Document 2) a été dilué 10 fois et le pH de la solution  $S_0$  ainsi obtenue mesuré :  $\text{pH} = 2,4$

1. Écrire l'équation de réaction de l'acide éthanóique avec l'eau.
2. Sachant que le degré d'acidité d'un vinaigre représente la masse d'acide en grammes dans 100 mL de vinaigre, calculer la concentration molaire de l'acide éthanóique (qui sera notée C) dans le vinaigre ménager.
3. En déduire la concentration molaire de l'acide éthanóique (qui sera notée  $C_0$ ) dans la solution  $S_0$ .
4. En supposant que l'acide éthanóique est un acide fort, calculer le pH que l'on obtiendrait à cette concentration.
5. Cela correspond-t-il au pH du vinaigre réellement mesuré ? Sinon, modifier alors l'hypothèse faite.
6. Calculer la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  présents dans le vinaigre.
7. À l'aide d'un bilan de matière, calculer alors la concentration en ions éthanóate  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  dans le vinaigre puis calculer le coefficient de dissociation  $\alpha$  de l'acide éthanóique.
8. Écrire l'expression littérale de la constante d'acidité appliquée à l'acide éthanóique puis exprimer la en fonction de  $C_0$  et  $\alpha$ .
9. Calculer la valeur de la constante d'acidité puis la valeur de son  $\text{pK}_a$ .
10. En utilisant l'expression obtenue à la question 7, indiquer comment évolue le coefficient de dissociation lorsque la concentration de l'acide diminue.
11. Valider alors ou infirmer les informations extraites de Wikipédia données dans le document 3.

**ACTIVITÉ 3 : Le sang, un milieu tamponné**

L'équilibre acido-basique de l'organisme est essentiel à la vie.

La présence de  $\text{CO}_2$  dissous dans le sang est une des résultantes de l'activité cellulaire. De cette activité cellulaire résulte aussi une production d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  non négligeable, largement suffisante pour faire descendre le pH sanguin à des valeurs rapidement incompatibles avec la survie cellulaire si le sang n'était pas tamponné.

De multiples réactions enzymatiques sont dépendantes du maintien dans une étroite limite du pH : entre 7,35 et 7,45.

**DOCUMENT 1 : Régulations de l'acidité dans le corps humain**

Le stock d'acide de l'organisme est maintenu constant par deux systèmes régulateurs indépendants : les reins et les poumons. Chacun est spécialisé dans l'élimination d'un type d'acide bien précis : les acides forts pour les reins et le  $\text{CO}_2$  pour les poumons. Ces systèmes régulateurs sont toutefois situés loin des tissus où se produit l'agression acido-basique; ils ont un délai d'intervention de quelques minutes pour le poumon à quelques heures pour le rein. Compte tenu de la grande sensibilité des processus métaboliques au pH, les cellules ne peuvent pas se permettre d'attendre, d'où la nécessité d'avoir des systèmes tampons présents partout dans l'organisme.

D'après [http://spcfa.spip.ac-rouen.fr/IMG/pdf/5a\\_la\\_synthse\\_argumente\\_2013\\_exemple.pdf](http://spcfa.spip.ac-rouen.fr/IMG/pdf/5a_la_synthse_argumente_2013_exemple.pdf)

**DOCUMENT 2 : Influence du pH sur les processus métaboliques**

La majorité des processus métaboliques sont réalisés à l'aide d'enzymes. Ce sont des macromolécules qui catalysent (accélèrent) des réactions chimiques au sein de l'organisme. Ces macromolécules, chaînes d'acides aminés, portent des fonctions chimiques qui sont sensibles aux variations de pH. Ces groupes fonctionnels peuvent se protonner ou se déprotonner selon le pH du milieu dans lequel se trouve l'enzyme. Ainsi, en modifiant le pH on modifie la structure tridimensionnelle des enzymes : ces dernières perdent alors leurs pouvoirs catalytiques.

**DOCUMENT 3 : Solution tampon**

Une solution tampon est une solution qui maintient approximativement le même pH :

- malgré l'addition de petites quantités d'un acide ou d'une base
- malgré une dilution

Dans le sang, ce sont des couples acide/base particuliers, qui permettent la régulation du pH. Par exemple, le couple ion dihydrogénophosphate / ion hydrogénophosphate présent dans le sang, est appelé tampon plasmique mais on trouve également d'autres couples comme celui du dioxyde de carbone.

**DOCUMENT 4 : Couples acide/base et pKa associés à 25°C**

- pKa ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ ) = 6,8
- pKa ( $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$ ) = 6,1
- pKa ( $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ ) = 10,3
- pKa couple de l'acide lactique ( $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2^-$ ) = 3,9

Un acide  $\alpha$ -aminé appartient à deux couples ayant chacun un pKa :

- couple 1 :  $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CRH} - \text{COOH} / \text{H}_2\text{N}^+ - \text{CRH} - \text{COO}^-$
- couple 2 :  $\text{H}_2\text{N}^+ - \text{CRH} - \text{COO}^- / \text{H}_2\text{N} - \text{CRH} - \text{COO}^-$

pKa<sub>1</sub> est proche de 2 et pKa<sub>2</sub> est autour de 9-10

**DOCUMENT 5 : Loi de Henry**

La concentration d'un gaz dissous est relié à sa pression partielle par la loi de Henry :  $[\text{CO}_2]_{\text{dissous}} = a \cdot P_{\text{CO}_2}$

Avec a : le coefficient de solubilité aqueuse du CO<sub>2</sub> et P<sub>CO<sub>2</sub></sub> : la pression partielle en CO<sub>2</sub>.

1. Quels sont les différents régulateurs de pH du corps humain ?
2. Lors d'un effort physique violent ou prolongé, de l'acide lactique est formé et libéré dans le sang, cet acide est notamment responsable des crampes musculaires. Quel problème cela entrainerait-t-il s'il n'y avait pas de régulation de pH ?
3. Écrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec les ions hydrogénocarbonate présents dans le sang.
4. Expliquer alors pourquoi la respiration est indirectement un élément de contrôle important du pH sanguin.
5. Sur l'exemple des acides aminés, expliquer pourquoi une modification importante du pH peut avoir une influence sur la structure moléculaire. Vous préciserez la forme prédominante des acides aminés au pH sanguin.
6. Dans les conditions physiologiques normales, on a les valeurs suivantes :  
 $[\text{HCO}_3^-]_{\text{physio}} = 24 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$   
 $P_{\text{CO}_2} = 40 \text{ mm (Hg)}$   
 $a = 0,03 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{mm}^{-1} \text{ (Hg)}$   
Calculer alors la valeur du pH sanguin associée dans ces conditions et en déduire si cela est viable ou non.
7. En déduire la valeur de la concentration des ions hydronium dans le sang dans ce cas.
8. Justifier que le couple correspondant au tampon plasmique soit adapté pour fixer le pH du sang.
9. Calculer le rapport des concentrations de l'acide et de la base du couple correspondant au tampon plasmique dans ce cas. Traduire votre résultat par une phrase.



## ACTIVITÉ 4 : Eau de chaux et carbonate de calcium

Le carbonate de calcium est un sel ionique constitué d'ions carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) et d'ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ). On le retrouve dans les craies mais aussi dans les coquilles d'escargots, d'animaux marins et les coraux.

Sous forme précipité il est utilisé comme additif multifonctionnel dans les domaines de la peinture, de la papeterie mais aussi de la cosmétique ou de la pharmacie.

En 2019, des élèves de terminale STL se sont intéressés à la production de carbonate de calcium dans un laboratoire au lycée. Dans l'activité ci-dessous, on se propose de suivre leur démarche qui consiste à utiliser le procédé de carbonatation. Quelle masse de carbonate de calcium vont-ils réussir à produire ?

### DOCUMENT 1 : Production de $\text{CO}_2$ par l'organisme

Volume d'air parvenant aux poumons  $\approx 350$  mL en un cycle

Fréquence respiratoire : 12 à 20 cycles par minute chez l'adulte au repos

$P_{\text{CO}_2}$  (poumon) = 6 kPa ;  $T_{\text{corps humain}} = 37$  °C

### DOCUMENT 2 : Relation des gaz parfaits

On suppose le  $\text{CO}_2$  comme étant un gaz parfait. On peut alors appliquer la relation suivante :

$$P_{\text{CO}_2} \times V = n_{\text{CO}_2} \times R \times T$$

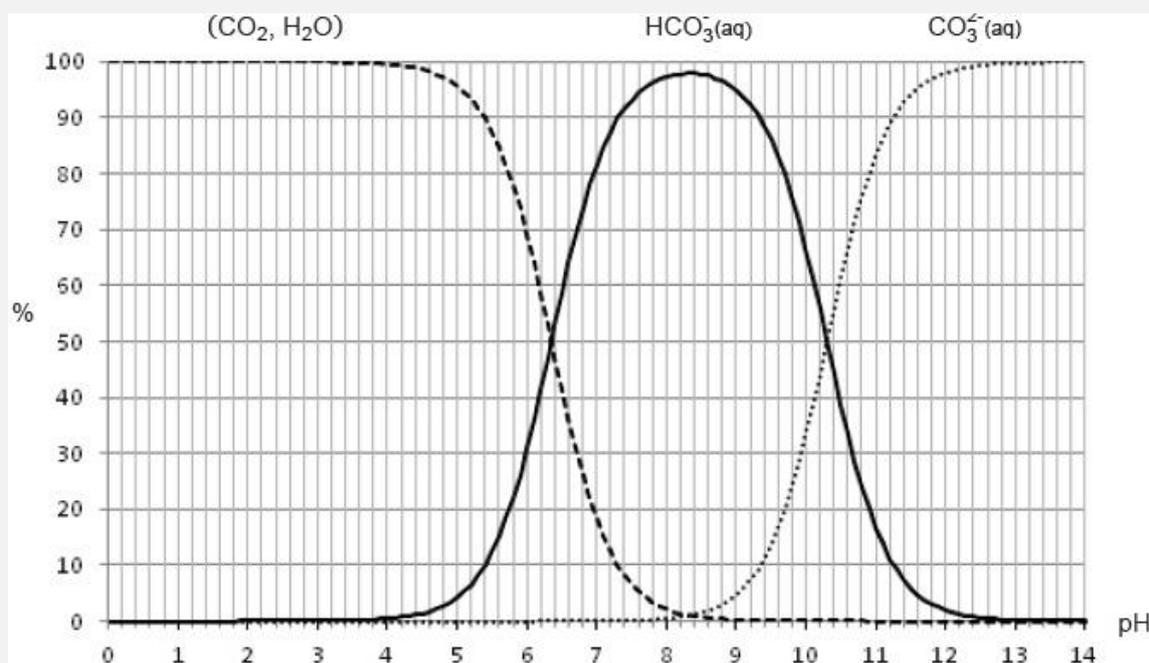
Avec P : la pression du gaz en Pascal ;

V : le volume occupé par le gaz en  $\text{m}^3$  ;

n : la quantité de matière du gaz en mol ;

R : la constante des gaz parfaits ( $8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

T : la température du gaz en Kelvin

**DOCUMENT 3 : Couples du dioxyde de carbone : répartition des espèces chimiques en fonction du pH**

D'après <http://www.chimix.com/an18/bac/cal182.html>

**DOCUMENT 4 : Réaction du dioxyde de carbone avec l'eau de chaux**

L'eau de chaux est une solution aqueuse saturée d'hydroxyde de calcium.

En présence d'eau de chaux (surnageant d'une solution saturée en hydroxyde de calcium), le  $\text{CO}_2$  gazeux se dissout dans la solution et subit plusieurs réactions acido-basiques avant précipitation des ions calcium pour former du carbonate de calcium solide blanc.

Données : Solubilité :  $s(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,6 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$  et  $s(\text{CaCO}_3) = 20 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$

Données : Masses molaires  $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**DOCUMENT 5 : Liste du matériel disponible dans le laboratoire**

- Verrerie classique de laboratoire de chimie (bêchers, pipettes jaugées, fioles, éprouvettes, entonnoirs, ...)
- pH-mètre et solutions tampons
- Pailles et spatules
- Agitateur magnétique et barreau aimanté
- Dispositif de filtration Buchner et papier filtre
- Balance et coupelle de pesée
- Étuve
- Chronomètre

**DOCUMENT 6 : Liste des produits et solutions aqueuses disponibles**

- 2 grammes d'hydroxyde de calcium ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ )
- Eau distillée
- 100 mL d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{Cl}^-$ ) à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 100 mL d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+$  ;  $\text{HO}^-$ ) à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1. Proposer un protocole expérimental permettant de fabriquer au moins 200mL d'eau de chaux.
2. Calculer le pH d'une telle solution. Vérifier la valeur expérimentalement.
3. Décrire un protocole expérimental simple permettant de fabriquer et récupérer du carbonate de calcium solide.
4. Prévoir par des calculs la masse théorique maximale de carbonate de calcium que vous pourrez fabriquer en soufflant pendant 1 minute dans les 200 mL d'eau de chaux.  
Vous utiliserez notamment les équations des réactions mises en jeu au cours des expériences.
5. Après validation des protocoles et calculs prévisionnels par l'enseignant, fabriquez l'eau de chaux puis le carbonate de calcium. Peser le solide sec obtenu.
6. Calculer alors le rendement de fabrication du carbonate de calcium.

**ACTIVITÉ 5 : L'acidification des océans, un danger pour les coraux ?**

Le carbonate de calcium est un sel ionique constitué d'ions carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) et d'ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ). On le retrouve dans les craies mais aussi dans les coquilles d'escargots, d'animaux marins et les coraux.

**DOCUMENT 1 : Acidification des océans**

<https://www.ifremer.fr/L-ocean-pour-tous/Nos-ressources-pedagogiques/Comprendre-les-océans/Ocean-et-climat/Desoxygenation-et-acidification-des-océans-comment-ca-marche>

**DOCUMENT 2 : Liste du matériel et des produits disponibles dans le laboratoire**

- Verrerie classique de laboratoire de chimie (bêchers, pipettes jaugées, fioles, éprouvettes, entonnoirs, ...)
- Eau distillée
- Eau gazeuse
- pH-mètre et solutions tampons
- Pailles
- Spatule
- Agitateur magnétique et barreau aimanté
- Dispositif de filtration Buchner et papier filtre
- Papier filtre
- Balance et coupelle de pesée
- Etuve
- Carbonate de calcium solide  $\text{CaCO}_3$



**DOCUMENT 3 : Couples acide/base et pKa associés à 25°C**

$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$  :  $\text{pK}_{\text{a}1} = 6,35$  à 25°C

$\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$  :  $\text{pK}_{\text{a}2} = 10,3$

1. Après avoir visionné la vidéo de l'IFREMER citée au document 1, proposer et réaliser des expériences permettant de répondre aux questions suivantes :
  - Le dioxyde de carbone de l'atmosphère peut-il se dissoudre dans l'eau et provoque-t-il une acidification des océans ?
  - Quelles sont les conséquences de cette acidification sur la solubilité du carbonate de calcium et donc sur les coraux ?
2. En utilisant notamment les résultats obtenus dans ces expériences, faire une présentation orale d'environ 2 minutes expliquant les conséquences des activités humaines sur les récifs coraliens.  
Vous pourrez vous aider d'un support type carte mentale ou encore d'un très court diaporama illustré.  
Vous y ferez notamment apparaître les équations des réactions chimiques mises en jeu.