



Acides et bases

**Terminale générale
Enseignement de spécialité**

Élément imposé : Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un couple acide-base de pKA donné.

Repères de progressivité

Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
A) Modéliser des transformations acide-base par des transferts d'ion hydrogène H ⁺	
<p>Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H⁺ : acide et base de Brønsted, couple acide-base, réaction acide-base.</p> <p>Couples acide-base de l'eau, de l'acide carbonique, d'acides carboxyliques, d'amines.</p> <p>Espèce amphotère.</p>	<p>Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base.</p> <p>Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.</p> <p>Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.</p>
B) Analyser un système chimique par des méthodes physiques	
<p>pH et relation</p> <p>$\text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^+] / \text{c}^\circ)$ avec $\text{c}^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, concentration standard.</p>	<p>Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion oxonium H₃O⁺, la valeur du pH de la solution et inversement.</p> <p>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique (H₃O⁺, Cl⁻) obtenues par dilutions successives d'un facteur 10 pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion oxonium H₃O⁺ apporté.</p> <p>Capacité mathématique : Utiliser la fonction logarithme décimal et sa réciproque.</p>

Repères de progressivité

C) Analyser un système par des méthodes chimiques

Titre massique et densité d'une solution.

Titrage avec suivi pH-métrique.

Titrage avec suivi conductimétrique.

Réaliser une solution de concentration donnée en soluté apporté à partir d'une solution de titre massique et de densité fournis.

Établir la composition du système après ajout d'un volume de solution titrante, la transformation étant considérée comme totale.

Exploiter un titrage pour déterminer une quantité de matière, une concentration ou une masse.

Dans le cas d'un titrage avec suivi conductimétrique, justifier qualitativement l'évolution de la pente de la courbe à l'aide de données sur les conductivités ioniques molaires.

Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base.

Mettre en œuvre le suivi conductimétrique d'un titrage.

Capacité numérique : Représenter, à l'aide d'un langage de programmation, l'évolution des quantités de matière des espèces en fonction du volume de solution titrante versé.

Repères de progressivité

A) Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique

État final d'un système siège d'une transformation non totale : état d'équilibre chimique.

Modèle de l'équilibre dynamique.

Quotient de réaction Q_r .

Système à l'équilibre chimique : constante d'équilibre $K(T)$.

Critère d'évolution spontanée d'un système hors équilibre chimique.

Relier le caractère non total d'une transformation à la présence, à l'état final du système, de tous les réactifs et de tous les produits.

Mettre en évidence la présence de tous les réactifs dans l'état final d'un système siège d'une transformation non totale, par un nouvel ajout de réactifs.

Déterminer le sens d'évolution spontanée d'un système.

Déterminer un taux d'avancement final à partir de données sur la composition de l'état final et le relier au caractère total ou non total de la transformation.

Déterminer la valeur du quotient de réaction à l'état final d'un système, siège d'une transformation non totale, et montrer son indépendance vis-à-vis de la composition initiale du système à une température donnée.

Attendus du programme

B) Comparer la force des acides et des bases

Constante d'acidité K_a d'un couple acide-base, produit ionique de l'eau K_e .

Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau.

Solutions courantes d'acides et de bases.

Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante, cas des indicateurs colorés et des acides alpha-aminés.

Solution tampon.

Associer K_a et K_e aux équations de réactions correspondantes.

Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.

Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau.

Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté.

Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau.

Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.

Capacité numérique : Déterminer, à l'aide d'un langage de programmation, le taux d'avancement final d'une transformation, modélisée par la réaction d'un acide sur l'eau.

Capacité mathématique : Résoudre une équation du second degré.

Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique ($H_3O^+(aq)$, $Cl^-(aq)$), acide nitrique ($H_3O^+(aq)$, $NO_3^-(aq)$), acide éthanoïque ($CH_3COOH(aq)$), soude ou hydroxyde de sodium ($Na^+(aq)$, $HO^-(aq)$), ammoniac ($NH_3(aq)$).

Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base.

Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution.

Justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage.

Capacité numérique : Tracer, à l'aide d'un langage de programmation, le diagramme de distribution des espèces d'un couple acide-base de pK_a donné.

Citer les propriétés d'une solution tampon.

Points clés :

- Appliquer les notions de thermodynamique aux réactions acide-base
- Appréhender la notion d'acide faible et fort
- Construire et utiliser des diagrammes de prédominance

Objectifs de la leçon



Points clés :

- Appliquer les notions de thermodynamique aux réactions acide-base
- Appréhender la notion d'acide faible et fort
- Construire et utiliser des diagrammes de prédominance

Capacités travaillées :

- Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté.
- Déterminer le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.
- Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution et justifier le choix d'un indicateur coloré lors d'un titrage.

Objectifs de la leçon

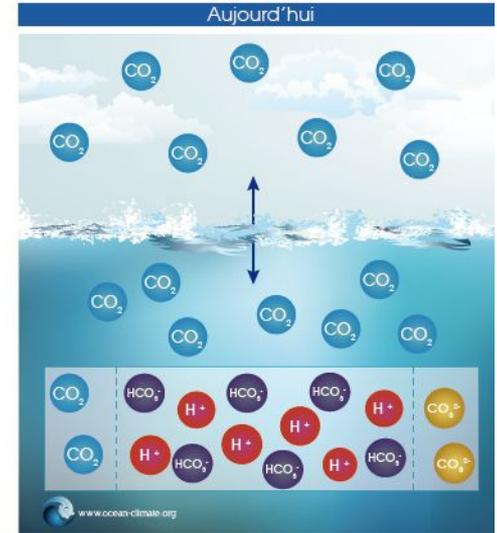
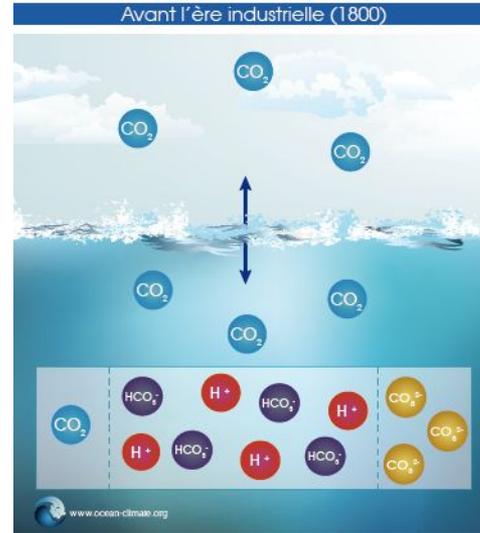


Difficultés attendues	Solutions apportées
Notion d'équilibre - quotient réactionnel et constante d'équilibre	L'appliquer aux cas des réactions acide-base en insistant sur la notion d'équilibre
Exploitation des diagrammes de prédominance	Applications aux indicateurs colorés et aux acides alpha-aminés
Différence entre concentration apportée et concentration effective	Calculs des concentrations effectives pour un acide fort et un acide faible

Introduction

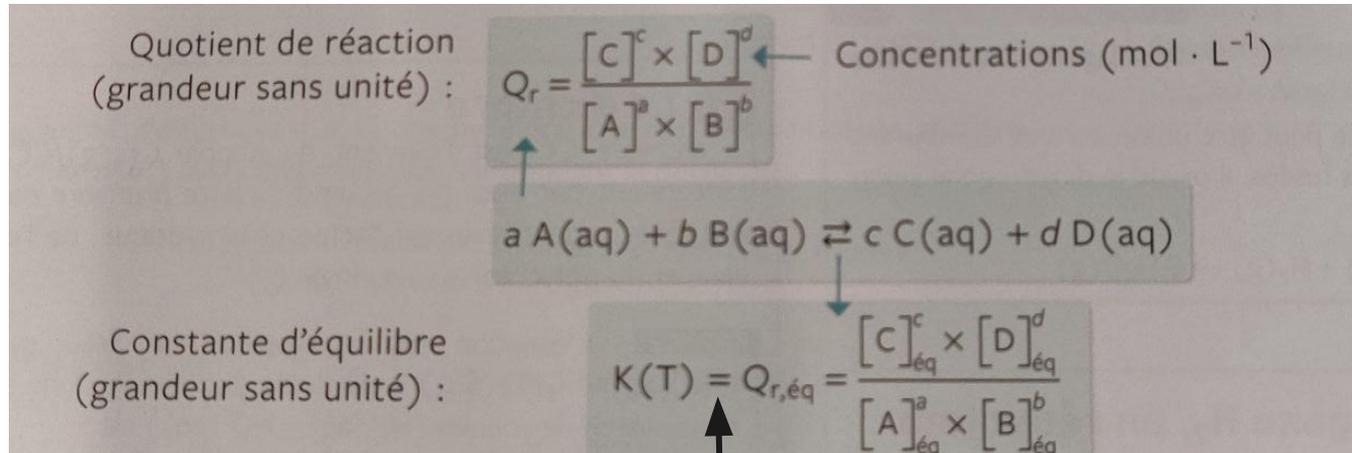


Quel détartrant choisir pour nettoyer sa bouilloire ?



Pourquoi l'acidification des océans menace les organismes marins ?

Rappels : quotient de réaction et constante d'équilibre



A l'équilibre

Méthode : écrire la constante d'acidité d'un couple acide-base

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction chimique de l'acide AH(aq) avec l'eau
- 2) Écrire la constante d'équilibre associée à cette réaction



Prendre les concentrations des espèces **à l'équilibre**

Méthode : écrire la constante d'acidité d'un couple acide-base

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction chimique de l'acide $\text{AH}_{(\text{aq})}$ avec l'eau
- 2) Écrire la constante d'équilibre associée à cette réaction

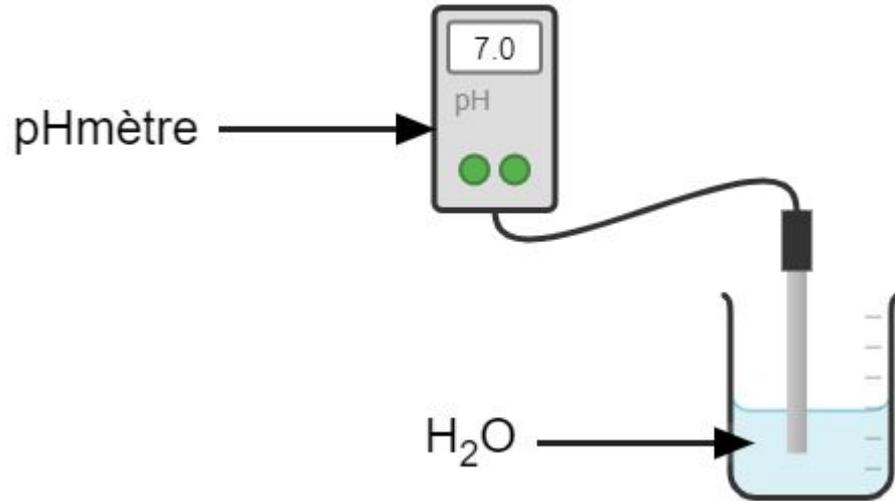


Prendre les concentrations des espèces **à l'équilibre**

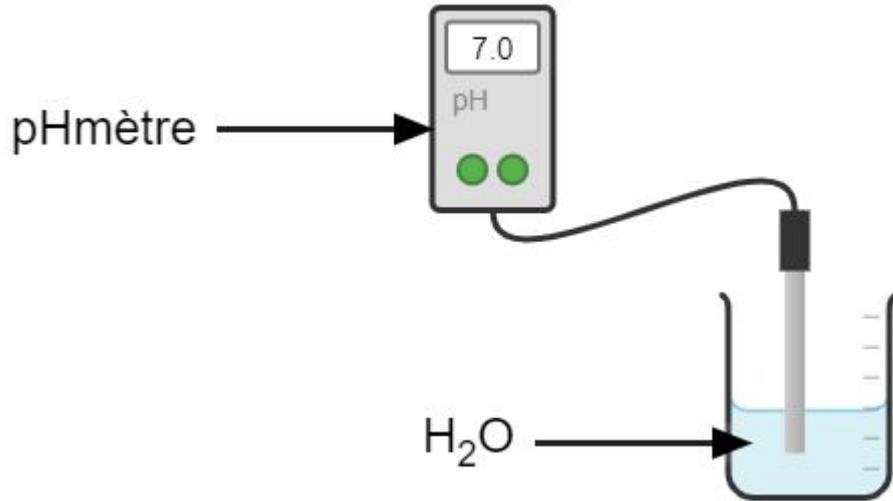
Exemple : acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ / ion éthanoate $\text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(\text{aq})}$



Mise en évidence de l'autoprotolyse de l'eau



Mise en évidence de l'autoprotolyse de l'eau



pH défini → ions oxonium H₃O⁺

pH = 7,0 à 25°C

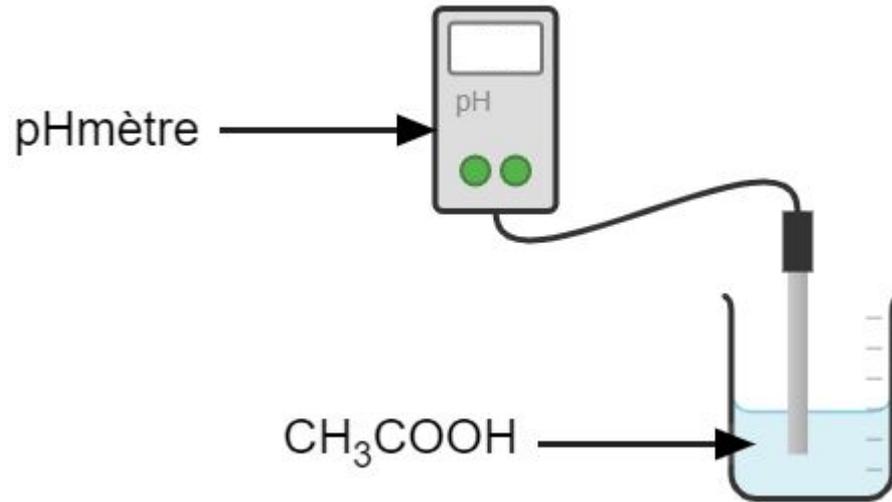
→ [H₃O⁺] = 1,0 10⁻⁷ mol.L⁻¹

Quelques valeurs de pK_A

1 Quelques valeurs de pK_A à 25 °C

Couple acide/base	Nom des espèces conjuguées	pK_A à 25 °C
$H_3O^+(aq) / H_2O(\ell)$	ion oxonium / eau	0,0
$H_3PO_4(aq) / H_2PO_4^-(aq)$	acide phosphorique / ion dihydrogénéphosphate	2,1
$HCOOH(aq) / HCOO^-(aq)$	acide méthanoïque / ion méthanoate	3,8
$CH_3COOH(aq) / CH_3COO^-(aq)$	acide éthanoïque / ion éthanoate	4,8
$NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$	ion ammonium / ammoniaque	9,3
$H_2O(\ell) / HO^-(aq)$	eau / ion hydroxyde	14,0

Estimation expérimentale de K_A



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Détartage



B Tarte et détartrage

Le tartre est un dépôt solide résultant de la précipitation de certains ions contenus dans l'eau, essentiellement les ions calcium $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ et les ions magnésium $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$, sous l'effet de la chaleur. Les ions oxonium H_3O^+ libérés par les acides réagissent avec le tartre et le solubilisent, ils permettent donc de détartrer les surfaces entartrées.

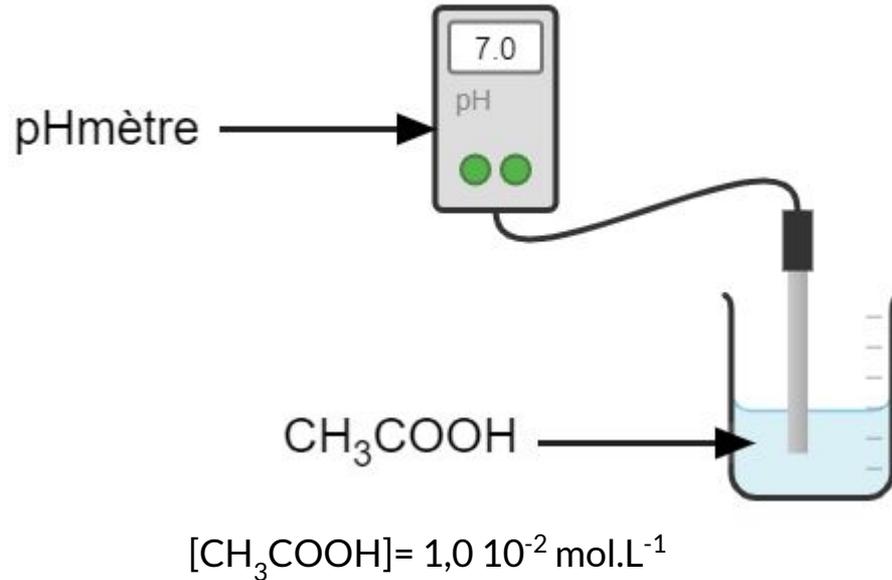
Détartage



- Acide citrique $C_6H_8O_7$
- Acide éthanoïque CH_3COOH
- Acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)} ; Cl^-_{(aq)}$)

Pourquoi l'acide chlorhydrique est plus efficace ?

Expérience : force des acides



Méthode : composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort

- 1) Calculer la quantité de matière d'acide forte introduite dans le bécher
- 2) Ecrire l'équation de réaction **totale** avec l'eau
- 3) Ecrire le tableau d'avancement. L'eau est en excès (solvant).
- 4) Calculer les quantités de matière **à l'état final** en supposant la réaction totale

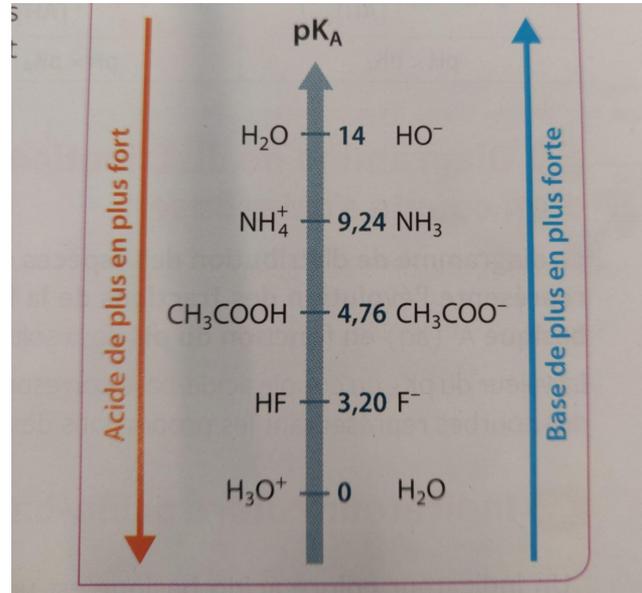
Application : solution aqueuse d'acide chlorhydrique $\text{HCl}_{(g)}$

Méthode : composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide faible

- 1) Calculer la quantité de matière d'acide faible introduite dans le bécher
- 2) Ecrire l'équation de réaction **non totale** avec l'eau
- 3) Ecrire le tableau d'avancement. L'eau est en excès (solvant).
- 4) Écrire la constante d'équilibre K_A . Tout exprimer en fonction de l'avancement à l'équilibre $x_{\text{éq}}$.
- 5) Résoudre l'équation du second degré. Retenir la solution qui respecte $0 \leq x_{\text{éq}} \leq x_{\text{max}}$
- 6) Calculer la concentration finale des espèces en solution.

Application : solution aqueuse d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ introduit à une concentration $C_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V=100\text{mL}$

Echelle de pK_A

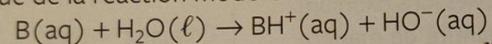


Base faible et forte

4 Les bases fortes

Une base forte **B** est une base qui **réagit totalement avec l'eau (doc. 6)**.

L'équation chimique de la réaction modélisant cette transformation s'écrit :

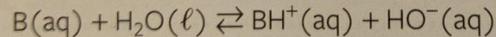


Le taux d'avancement final de cette transformation est $\tau_f = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}} \approx 1$.

5 Les bases faibles

Une base faible **B** est une base qui réagit **partiellement avec l'eau**.

L'équation chimique de la réaction modélisant cette transformation s'écrit :

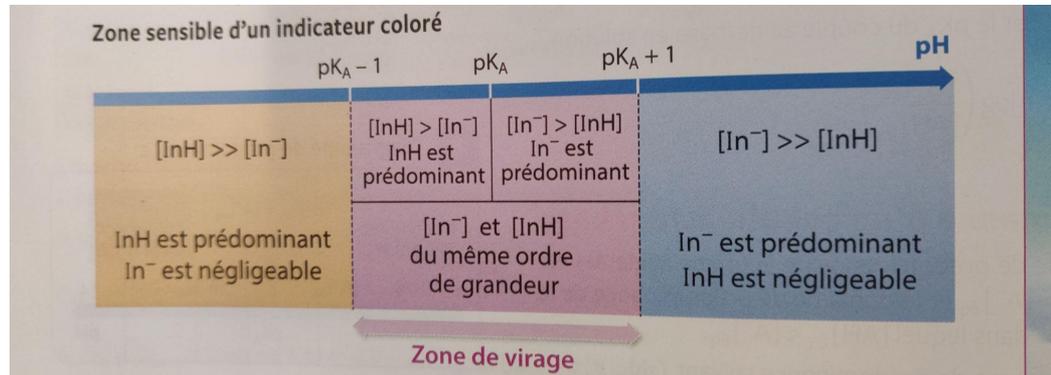


Le taux d'avancement final de cette transformation est $\tau_f = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}} < 1$.

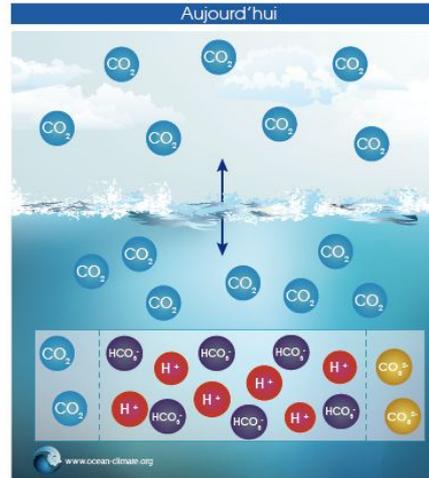
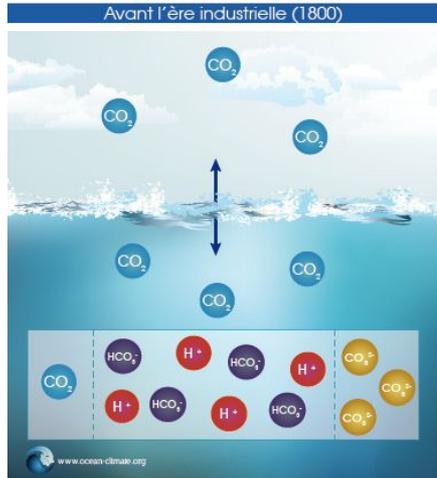
Indicateurs colorés

pK_A de quelques indicateurs colorés

Nom de l'indicateur coloré	Teinte de la forme acide InH	Teinte de la forme basique In^-	pK_A
Hélianthine	Rouge	Jaune	3,7
Rouge de méthyle	Rouge	Jaune	5,2
Bleu de bromothymol	Jaune	Bleu	6,8
Phénolphtaléine	Incolore	Rose	9,1

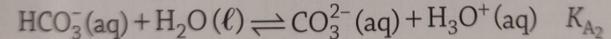
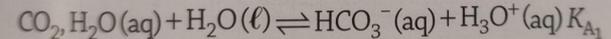
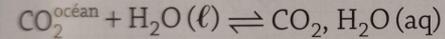
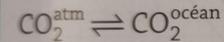


Acidification des océans



A Différents équilibres dans l'océan

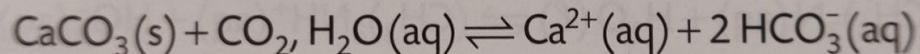
Depuis le début de l'ère industrielle, la concentration en dioxyde de carbone dans l'atmosphère a fortement augmenté. Une partie du CO_2 atmosphérique est piégée dans les océans :



avec $K_{A1} = 5,01 \times 10^{-7}$ et $K_{A2} = 5,01 \times 10^{-11}$ à 25°C .

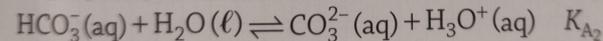
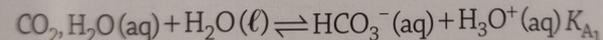
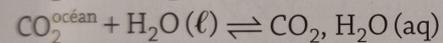
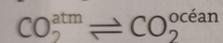
Acidification des océans

4. En présence d'un excès de CO_2 , le carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(s)$ réagit selon les réactions opposées d'équation :



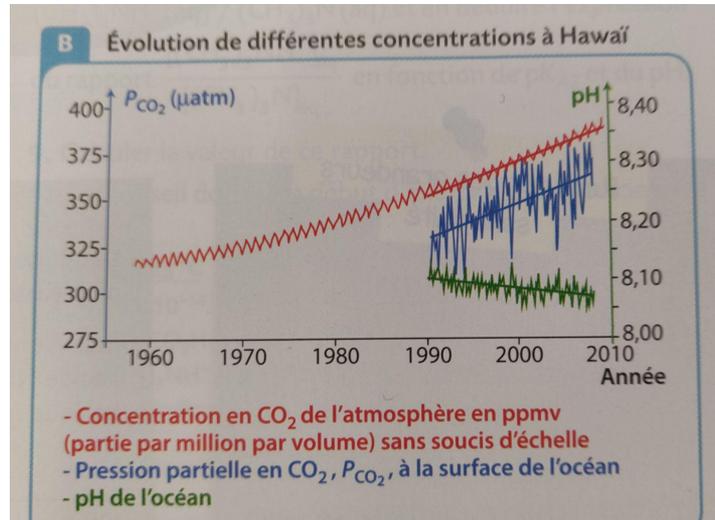
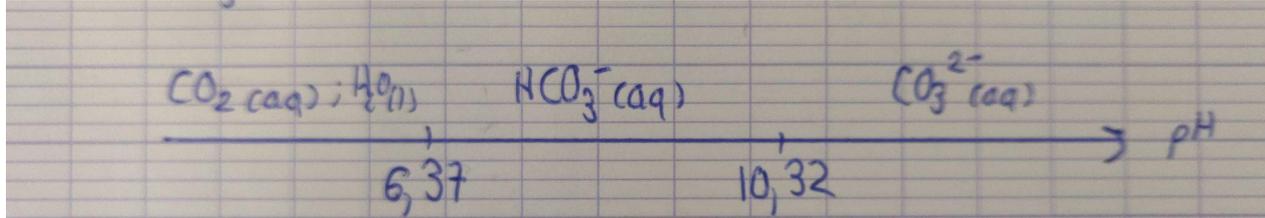
A Différents équilibres dans l'océan

Depuis le début de l'ère industrielle, la concentration en dioxyde de carbone dans l'atmosphère a fortement augmenté. Une partie du CO_2 atmosphérique est piégée dans les océans :

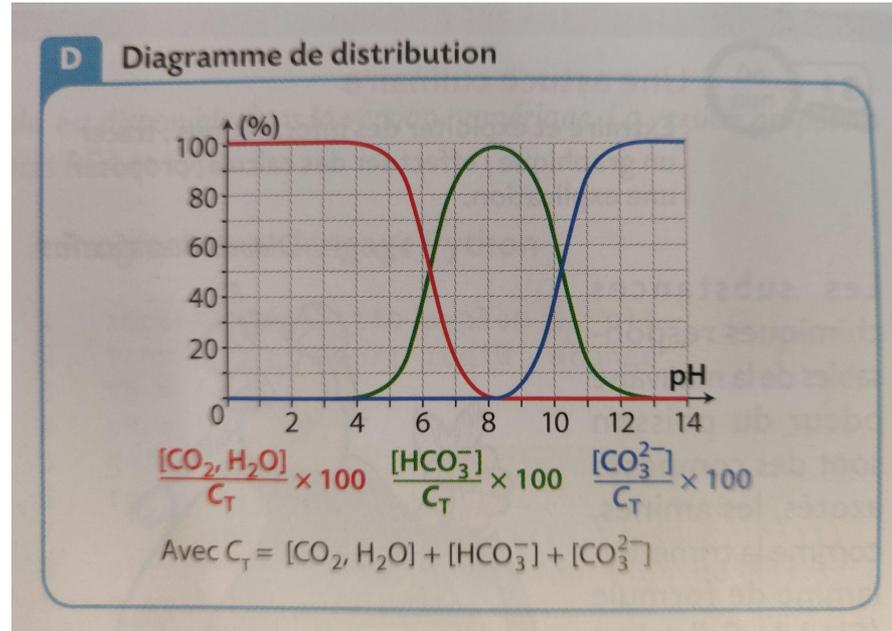


avec $K_{A_1} = 5,01 \times 10^{-7}$ et $K_{A_2} = 5,01 \times 10^{-11}$ à 25°C .

Acidification des océans



Acidification des océans



Conclusion

