

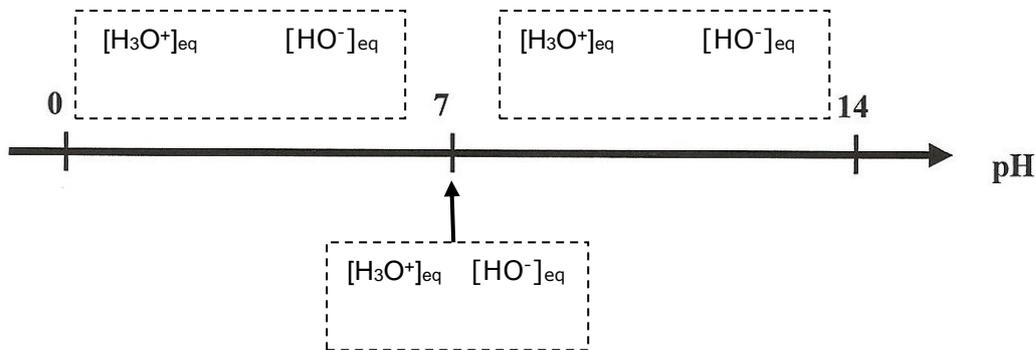
Chapitre E2- Comparer les acides et les bases

🏠 Activité 1 : De l'eau pure, vraiment ?

- Rappeler les deux couples acide-base dans lesquels l'eau est présente.
- En déduire l'équation de réaction acido-basique faisant intervenir l'eau comme unique réactif en accord avec les propriétés précédentes : c'est **l'autoprotolyse de l'eau**.

On rappelle qu'une eau pure à 25°C (distillée un grand nombre de fois) a une conductivité faible mais non nulle et un pH égal à 7,0.

- En déduire la valeur des concentrations en ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- dans l'eau pure.
- En déduire le caractère totale ou non totale de l'autoprotolyse de l'eau.
- Le produit ionique de l'eau**, noté K_e , est la constante d'équilibre associée à l'autoprotolyse de l'eau. A l'aide de vos connaissances, donner l'expression littérale de $Q_{r,f} = K_e$ (Voir Modèle du chapitre E1) puis calculer la valeur de K_e à 25°C.
- La réaction d'autoprotolyse de l'eau a lieu dans toutes les solutions aqueuses. Compléter le diagramme suivant en indiquant, pour chaque domaine repéré par un cadre :
 - la comparaison des concentrations des ions hydronium et hydroxydes (mettre = ; < ; >),
 - l'adjectif adapté pour qualifier les solutions aqueuses (mettre *neutre*, *acide* ou *basique*).



- On considère une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de pH = 2,8 et une solution aqueuse d'ammoniac de pH = 10,6. Calculer $[H_3O^+]_{eq}$ puis $[HO^-]_{eq}$ pour ces deux solutions.

Activité 2 : Des acides... plus ou moins

On cherche ici à comparer les équilibres chimiques des mises en solution de différents acides. Pour ceci on mesure le pH de 4 solutions de concentration en soluté apporté identique ($C=5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) mais pour lesquelles l'espèce chimique acide est différentes.

- solution S_1 d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$)
- solution S_2 d'acide éthanoïque ($CH_3COOH_{(aq)}$)
- solution S_3 d'acide lactique
- solution S_4 d'acide méthanoïque ($HCOOH_{(aq)}$)

Les valeurs de pH sont données dans le tableau ci-dessous.

- À l'aide de vos connaissances et de l'activité précédente, exprimer en fonction du pH, du volume V et de C , la concentration $[H_3O^+]$, les avancements maximal et final ainsi que le taux d'avancement final de la réaction de mise en solution de l'acide. On pourra s'aider du tableau d'avancement fourni.

		pH	$[H_3O^+]_f$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	x_{max}	x_f	Taux d'avancement final $\frac{x_f}{x_{max}}$
	Expressions littérales					
Valeurs pour les 4 solutions	1	1,3		X	X	
	2	3,0		X	X	
	3	2,6		X	X	
	4	2,5		X	X	

- Collectivement, remplir avec des valeurs numériques toutes les cases restantes du tableau.
- En tenant compte de la définition d'un acide (espèce chimique capable de libérer un proton H⁺), indiquer :
 - lequel des 4 acides vous semble le plus acide
 - lequel des 4 acides vous semble le moins acide.
- Proposer une définition pour un acide fort.
- Un acide qui n'est pas fort est dit faible.** Pour un tel acide, donner une **inégalité** entre C et [H₃O⁺].
- Classer les 4 acides étudiés dans cette activité par « force croissante ».
- Par analogie, proposer une définition pour une base forte et pour une base faible.

			AH + H ₂ O ⇌ A ⁻ + H ₃ O ⁺		
État initial	x = 0	n _a =	solvant		
État intermédiaire	x				
État final si totale	x _{max}				
État final réel	x _f				

Activité 3 : Savoir classer les acides faibles entre eux...

L'activité 2 a mis en évidence le fait que l'acide éthanóique est un acide faible. Cela signifie que sa réaction avec l'eau conduit à un état d'équilibre : on appelle **constante d'acidité**, notée **K_a** du couple acide/base la constante d'équilibre associée à la réaction de l'acide avec l'eau.

- A partir des résultats obtenus dans l'activité précédente, donner l'expression de la constante d'acidité K_a pour un couple quelconque AH/A⁻ en fonction de [H₃O⁺] et de C.
- Calculer cette valeur pour le couple CH₃CO₂H / CH₃CO₂⁻, puis pour le couple HCO₂H / HCO₂⁻.
- Compléter la phrase suivante qui permet de classer les acides selon la valeur de K_a :
Plus K_a est grand, plus l'acide du couple est
- Sachant que pK_a = -log(K_a), calculer les valeurs manquantes dans le tableau ci-dessous puis classer les 3 acides proposés.

valeurs de constantes d'acidité K_a ou pK_a à 25 °C

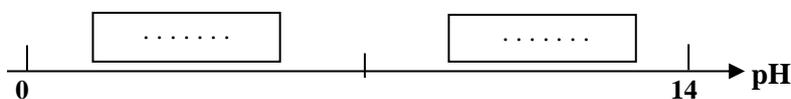
Couple acide/base	K _a	pK _a
HCOOH _(aq) / HCOO ⁻ _(aq)		3,80
CH ₃ COOH _(aq) / CH ₃ COO ⁻ _(aq)	1,58x10 ⁻⁵	
NH ₄ ⁺ _(aq) / NH ₃ _(aq)	6,31x10 ⁻¹⁰	

Activité 4 : Acides et bases faible en solution : comparons pH et pKa !

- Rappeler l'expression de la constante d'acidité K_a d'un couple AH/A⁻. En déduire la relation entre le pH d'une solution aqueuse d'un acide AH, la constante d'acidité K_a du couple et le rapport $\frac{[A^-]}{[AH]}$.
 On utilisera la propriété suivante du logarithme : log(ab) = log(a) + log(b)
- a) Quelle est l'expression de K_a lorsque dans la solution [AH] = [A⁻] ?
 b) Comparer pH et pK_a si :
 - AH prédomine, cad si [AH] > [A⁻]
 - A⁻ prédomine, cad si [AH] < [A⁻] (rappel log(x) > 0 si x > 1)
- Diagramme de prédominance d'un couple AH/A⁻**

On appelle diagramme de prédominance la représentation, sur un axe gradué en pH, de l'espèce prédominante d'un couple donné. Une espèce A est prédominante devant une espèce B si [A] > [B].

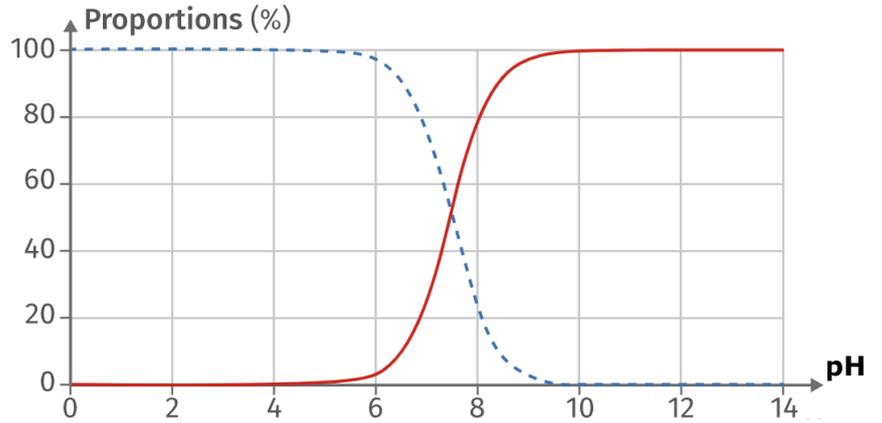
Compléter le diagramme de prédominance ci-dessous d'un couple AH/A⁻ de constante d'acidité K_a.

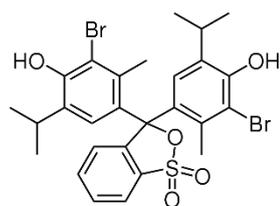


4. Diagramme de distribution : en savoir un peu plus qu'avec le diagramme de prédominance !

On donne ci-dessous un diagramme de distribution d'un couple AH/A⁻.

- Repérer la courbe correspondant à l'espèce AH puis A⁻.
- A pH = 7, indiquer les pourcentages respectifs de ces deux espèces.
- Pour quel domaine de pH l'espèce AH prédomine-t-elle ?
- Pour quel domaine de pH l'espèce A⁻ prédomine-t-elle ?
- Pour quelle valeur de pH a-t-on [AH] = [A⁻], en déduire le pKa du couple considéré.



**Activité 5 : En savoir plus qu'avec un diagramme de prédominance...**

.....
 Le bleu de bromothymol (BBT) est un indicateur coloré acide/base. Sa structure est complexe (cf ci-contre sa représentation topologique) et nous choisissons de le noter ici HIn/In^- . Le BBT désigne le couple : c'est aussi bien l'acide que la base conjuguée. On cherche ici à estimer la proportion de chacune des deux formes en fonction du pH de la solution. Pour ceci on utilise des mesures d'absorbance.

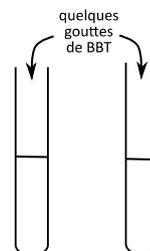
A. Les différentes teintes du bleu de bromothymol

Verser dans un tube à essais environ 1 ou 2 mL d'une solution (très acide) de dihydrogénophosphate de sodium ($\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$) et ajouter quelques gouttes de solution de BBT ; dans un autre tube verser environ 1 ou 2 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) (c'est la soude, solution très basique) et quelques gouttes de BBT.

1. Quelle est la couleur de l'acide HIn ?

2. Quelle est la couleur de la base In^- ?

3. Représenter sur un axe de pH les deux formes du BBT sachant que sa zone de virage est comprise entre 6,0 et 7,6 : vous devez donc représenter un **diagramme de prédominance** pour le couple HIn/In^- , sans connaître exactement la valeur de son pK_a (mais il est compris entre 6,0 et 7,6).

**B. Relations entre les concentrations de HIn et In^- et l'absorbance**

On donne ci-contre les spectres d'absorption des deux formes du BBT en fonction de la longueur d'onde.

Les colorimètres disponibles peuvent faire des mesures aux longueurs d'ondes : 470 – 525 – 570 – 590 – 605 – 626 – 660 nm

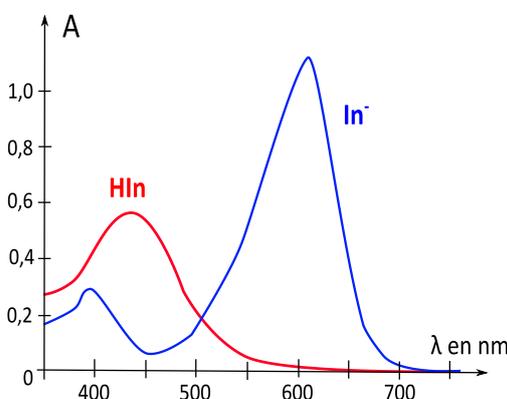
On choisit la longueur d'onde **605 nm** pour que l'absorbance mesurée ne dépende que de la forme bleue In^- du BBT et que ce soit suffisamment sensible.

1. Écrire la loi de Beer-Lambert pour cette longueur d'onde en fonction de $[\text{In}^-]$. (on note cette relation ❶)

Vous disposez d'une solution de BBT de concentration C .

2. La quantité de matière se conservant, on peut écrire, quel que soit le pH : $n_{\text{BBT ini}} = n_{\text{HIn f}} + n_{\text{In}^- \text{ f}}$.

Pour un volume V constant, en déduire l'expression de $[\text{HIn}]_f$ en fonction de C et $[\text{In}^-]_f$. C'est la relation ❷.

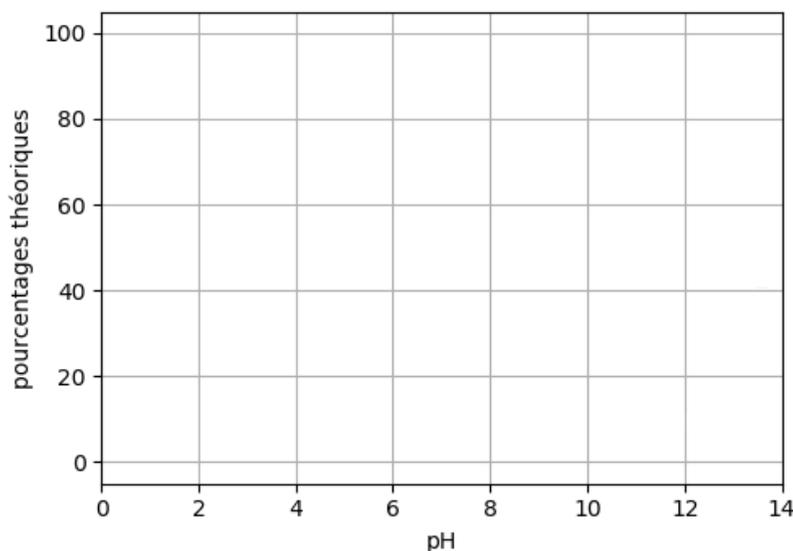
**C. Tracé du diagramme de distribution du couple HIn/In^-**

Plusieurs solutions S_i , de pH et donc de couleurs différentes, sont fabriquées par les binômes de la classe. On mesure leur pH et leur absorbance à $\lambda = 626 \text{ nm}$. On en déduit $[\text{In}^-]$ par la relation ❶, puis $[\text{HIn}]$ par la relation ❷. On tracera finalement le graphe représentant ces deux pourcentages, celui d'acide et celui de base en fonction du pH : c'est le **diagramme de distribution** du couple HIn/In^- .

- À l'aide de vos connaissances, tracer sur le diagramme ci-contre et avec deux couleurs différentes les limites des deux courbes lorsque le pH est proche de 0 puis lorsqu'il est proche de 14.
- Vers quelles valeurs de pH les deux courbes devraient-elles se croiser ?

Pour tracer ce diagramme expérimentalement, on va collectivement fabriquer 16 solutions de pH différents (en faisant différents mélanges de base et acide) puis :

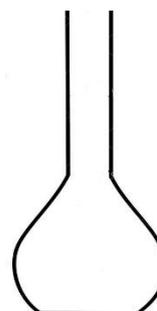
- mesurer le pH de chaque solution
- mesurer l'absorbance de chaque solution pour connaître la concentration et donc le pourcentage de In^- .





3.1 Protocole

- A l'aide d'une pipette jaugée, introduire 2,0 mL de solution de BBT de concentration C dans une fiole jaugée de 50,0 mL.
- Ajouter avec une pipette jaugée 10,0 mL d'une solution de dihydrogénophosphate de sodium ($\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$) de concentration $C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- **Chaque binôme réalise deux solutions différentes** en ajoutant deux volumes différents V_i de soude de concentration $C_S = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Les deux volumes de soude sont ajoutés à l'aide d'une burette graduée.
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser. Verser le contenu de la fiole dans un bécher et noter la valeur de V_i sur celui-ci.
- Les solutions préparées seront mutualisées avec les autres groupes.
- Mesurer l'absorbance A et le pH des différentes solutions et noter vos résultats dans le tableau.



2,0 ml de BBT

10,0 mL ($\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$) V_i de soude ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$)

Eau jusqu'à 50 mL

GROUPE	1	2	3	4	5	6	7	8
V_i (mL)	0	1	2	3	4	5	6	7
pH								
A								
V_i (mL)	8	9	10	11	12	13	14	15
pH								
A								

Pour tracer l'évolution des pourcentages de HIn et In^- en fonction du pH, on utilise un script Python fourni mais à compléter.

3.2. Recopie des valeurs

Ouvrir le script Python puis effectuer le travail n°1.



Travail n°1- Dans le script python, recopier les valeurs de pH et d'absorbance pour les différentes solutions.

3.3. Tracé du diagramme de distribution expérimental

La concentration C en BBT peut être considérée comme la concentration en In^- lorsque le pH est très fort. Ainsi $C = [\text{In}^-]_{\text{max}}$ où $[\text{In}^-]_{\text{max}} = A_{\text{max}} / k$.

- En déduire l'expression du pourcentage de la base In^- , noté $\mathbf{p(\text{In}^-)}$, en fonction de A et A_{max} .
- En déduire ensuite l'expression du pourcentage de l'acide HIn , noté $\mathbf{p(\text{HIn})}$, en fonction de A et A_{max} .



Travail n°2- Définir en langage Python la valeur de A_{max} , puis les expressions des pourcentages. Exécuter le programme Python pour observer les points issus des mesures.

3.4. Tracé du diagramme de distribution théorique et estimation du pK_a

À partir de la relation $\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_a}$ et de la relation $C = [\text{A}^-] + [\text{AH}]$,

exprimer $[\text{AH}]$ en fonction de C , pK_a et pH :

puis le pourcentage d'acide en fonction de pK_a et pH :



Travail n°3- Compléter en langage Python les deux expressions théoriques des pourcentages en acide et en base.

Exécuter le programme Python pour comparer le diagramme théorique et les points issus des mesures. Ajuster la valeur de pK_a pour que l'accord entre théorie et expérience soit le plus important possible.