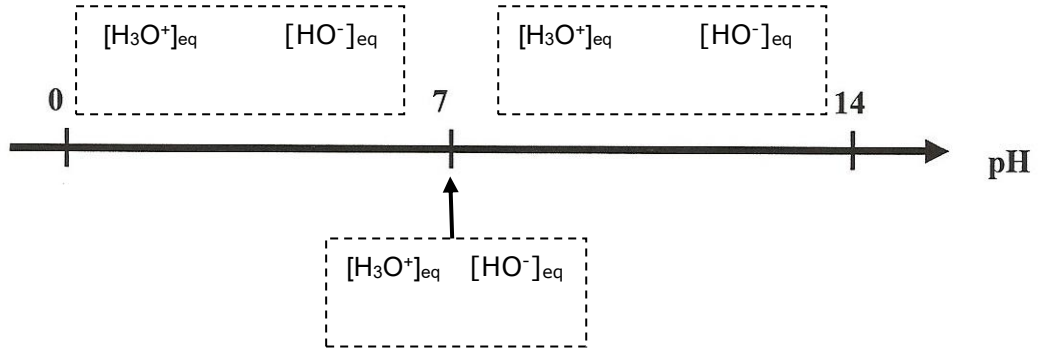
Chapitre E2- Comparer les acides et les bases

Activité 1 : De l'eau pure, vraiment ?

1. Rappeler les deux couples acide-base dans lesquels l'eau est présente.
2. 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.

3. En déduire la valeur des concentrations en ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- dans l'eau pure.
4. En déduire le caractère totale ou non totale de l'autoprotolyse de l'eau.
5. ***Le produit ionique de l'eau***, noté $\mathbf{K_e}$, 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.
6. 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*).



7. 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 ($C=5{,}0\times10^{-2}$ mol·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.

1. 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	$[H_3O^+]_f$ (mol·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				
	2	3,0				
	3	2,6				
	4	2,5				

2. Remplir avec des valeurs numériques toutes les cases restantes du tableau.
3. 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.
4. Proposer une définition pour un acide fort.
5. **Un acide qui n'est pas fort est dit *faible***. Pour un tel acide, donner une **inégalité** entre *C* et $[H_3O^+]$.
6. Classer les 4 acides étudiés dans cette activité par « force croissante ».
7. Par analogie, proposer une définition pour une base forte et pour une base faible.

		AH	+ H_2O	⇌ A^-	+ H_3O^+
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 éthanoïque 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.

1. A partir des résultats obtenus dans l'activité précédente, exprimer la constante d'acidité K_a pour un couple quelconque AH/A^- en fonction de $[H_3O^+]$ et de *C*.
2. Calculer cette valeur pour le couple CH_3CO_2H / $CH_3CO_2^-$, puis pour le couple HCO_2H / HCO_2^-.
3. 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 . . . . . .
4. 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 Ka ou pKa à 25 °C

Couple acide/base	K_a	pK_a
$HCOOH_{(aq)}$ / $HCOO^-_{(aq)}$		3,80
$CH_3COOH_{(aq)}$ / $CH_3COO^-_{(aq)}$	$1,58 \times 10^{-5}$	
$NH_4^+{}_{(aq)}$ / $NH_{3\,(aq)}$	$6,31 \times 10^{-10}$	