

Chapitre E1- Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique – Comparer des acides



Se positionner

1. Un tableau d'avancement :
 - ① permet d'informer sur les quantités initiales introduites.
 - ② est indépendant des nombres stœchiométriques.
 - ③ permet de savoir à quelle vitesse évoluent les quantités de matière des espèces chimiques.
 - ④ permet toujours d'informer sur les quantités finales.
2. Un système chimique n'évolue plus à la seule condition qu'au moins un des réactifs soit totalement consommé.
 - ① VRAI
 - ② FAUX
3. Si une transformation est totale :
 - ① tous les réactifs sont consommés
 - ② on a toujours $x_{\text{final}} = x_{\text{max}}$
 - ③ on écrira l'équation de la réaction avec une simple flèche \rightarrow
4. Si une transformation est non totale :
 - ① réactifs et produits sont présents à la fin de la réaction
 - ② si on attend assez longtemps on aura toujours $x_{\text{final}} = x_{\text{max}}$
 - ③ on écrira l'équation de la réaction avec une double flèche \rightleftharpoons

Activité 1 : Une réaction non-totale, ça n'a pas de sens...

.....
 On considère une transformation chimique entre des espèces A et B, les produits sont C et D selon l'équation : $A + B \rightleftharpoons C + D$

1. On suppose tout d'abord que la réaction **est totale**.

On considère un mélange initial constitué de $n_{Ai} = 100$ mmol de A et $n_{Bi} = 150$ mmol de B.

1.1 Indiquer l'intérêt, pour la formation des produits, de mettre un réactif en excès.

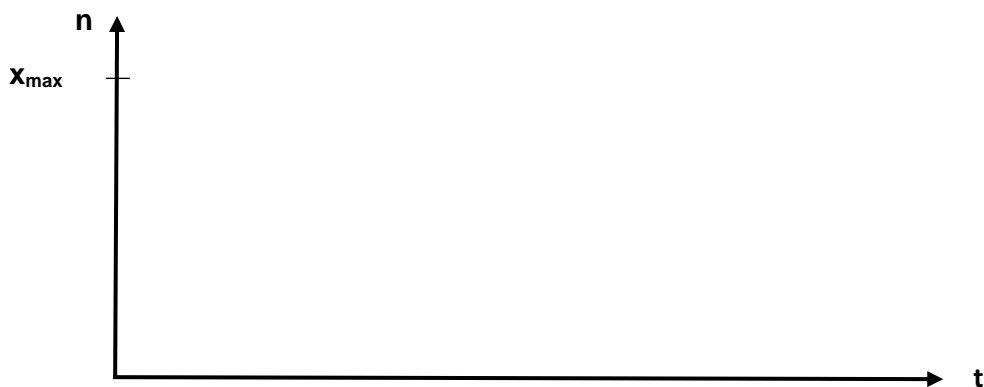
1.2 Donner ci-dessous l'allure des graphes correspondant à l'évolution des quantités de matière de A et de C au cours du temps (on utilisera deux couleurs différentes).

On suppose la réaction suffisamment rapide pour que l'état final soit atteint sur ce graphe.



2. On considère le même mélange initial mais on suppose maintenant que la réaction **n'est pas totale**, ce qui signifie que la réaction peut se faire dans le **sens direct** \rightarrow , mais également dans le **sens indirect** \leftarrow .

2.1 Représenter l'allure des graphes $n_A(t)$ et $n_C(t)$ dans ce cas.



2.2 Une fois que les quantités de matière n'évoluent plus on dit que le système a atteint un **équilibre dynamique** : justifier cette appellation.

2.3 Proposer une relation entre la vitesse de disparition (sens direct) et la vitesse d'apparition (sens indirect) de A à l'état d'équilibre.

Macroscopiquement, indiquer comment on peut caractériser l'état d'équilibre.

3. A l'aide du simulateur en ligne « simuleQUILIBRE » simuler les deux situations décrites précédemment et vérifier vos réponses en ce qui concerne les graphes.

Activité 2 : À la recherche d'une constante d'équilibre ...

On réalise dans cette activité l'étude quantitative de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau, on cherche à déterminer la composition finale du système selon le mélange initial préparé.

On étudie (encore !) la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau. La concentration en soluté apporté d'acide éthanoïque est notée C , le volume total de la solution obtenue est noté V .

- Écrire l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau considérée comme non totale.
Lire les paragraphes B1 et B2 du modèle.
- Quelle est la seule information dont on dispose sur le taux d'avancement final si on sait que la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau est non totale.
- Donner l'expression littérale du quotient de réaction Q_r pour un état quelconque.
- Préciser la valeur de $Q_{r,i}$, quotient de réaction initial puis indiquer comment va évoluer Q_r après l'état initial au cours de la transformation.
- Compéter le tableau d'avancement ci-dessous à l'aide d'expressions littérales.

	avancement				
État initial	$x = 0 \text{ mol}$	$n_0 =$	solvant		
Au cours de la transformation	x		solvant		
État final	$x = x_f$		solvant		

- On donne les valeurs de pH mesurées pour différentes solutions diluées d'acide éthanoïque. Donner l'expression de $[H_3O^+]_f$.

			1	2	3
solutions	C (mol.L ⁻¹)	pH _{mesuré}	$[H_3O^+]_f$ (mol.L ⁻¹)	$Q_{r,f}$	Taux d'avancement final $\frac{x_f}{x_{max}}$
1	$1,0 \cdot 10^{-1}$	2,90			
2	$5,0 \cdot 10^{-2}$	3,00			
3	$1,0 \cdot 10^{-2}$	3,40			
4	$5,0 \cdot 10^{-3}$	3,55			
5	$1,0 \cdot 10^{-3}$	3,90			

6.1 À l'aide du tableau d'avancement :

- Donner une relation entre $[H_3O^+]_f$ et $[CH_3CO_2^-]_f$,
- Exprimer $[CH_3CO_2H]_f$ en fonction de C et $[H_3O^+]_f$.
- Donner l'expression du quotient de réaction à l'état d'équilibre, noté $Q_{r,f}$, en fonction du pH et de C .

6.2 À l'aide du tableur proposé, calculer toutes les valeurs des colonnes 1 et 2.

6.3 Vérifier que les valeurs de $Q_{r,f}$ sont proches les unes des autres et en déduire la valeur expérimentale de la constante d'équilibre $K_1 = Q_{r,f}$.

6.4 Si l'on renouvelle les mêmes expériences mais avec de l'acide méthanoïque, on obtient une valeur de constante d'équilibre K_2 de l'ordre de $1,6 \times 10^{-4}$. Comparer les deux valeurs des constantes et indiquer ce qu'on peut en déduire.

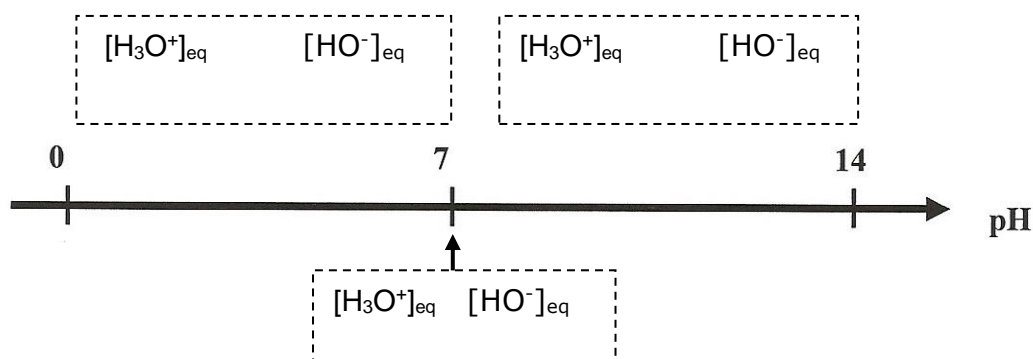
- On rappelle que le taux d'avancement final d'une réaction est défini par la relation : $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$

7.1 Exprimer le taux d'avancement final en fonction du pH et de C .

7.2 À l'aide du tableur, calculer les valeurs de la colonne 3 du tableau. Que constatez-vous de la solution 1 à la solution 5 ? Interpréter cette évolution.

Activité 3 : Et pour l'eau ?

1. Écrire les deux couples de l'eau.
2. 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 = 7,0. 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**.
3. Justifier que cette réaction puisse être jugée *non totale* sans ambiguïté.
4. **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 $Q_{r,f} = K_e$ puis calculer la valeur de K_e à 25°C.
5. 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*).



6. 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.