

Chapitre E1- Prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système chimique



Se positionner

1. Un tableau d'avancement :
 - ① permet d'informer sur les quantités initiales introduites.
 - ② comporte des valeurs indépendantes 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 qu'on peut espérer obtenir.

2. 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

3. 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 $x_{\text{final}} = x_{\text{max}}$
 - ③ on écrira l'équation de la réaction avec une double flèche \rightleftharpoons

4. Si on dilue d'un facteur 10 une solution d'acide fort de pH voisin de 3 :
 - ① le pH augmente de moins de 1
 - ② le pH augmente d'environ 1
 - ③ le pH augmente de plus de 1

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

Dans cette activité on étudie la transformation chimique entre deux ions en cherchant à savoir, expérimentalement, si elle est totale ou non. La transformation étudiée est **très rapide**.

Matériel et solutions aqueuses :

- Une solution S_1 de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Une solution S_2 de sulfate de fer (II) ($\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) de concentration $C_2 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Une solution de sulfate de fer (III) (contenant donc des ions Fe^{3+}).
- Solutions notées A, B et C (voir plus loin)
- 3 béchers de 25 mL
- 2 éprouvettes de 10 mL
- 9 tubes à essais

Données : Couples oxydant-réducteur : Ag^+ / Ag $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

1. Écrire dans le tableau d'avancement ci-dessous l'équation de la réaction d'oxydo-réduction entre les ions Fe^{2+} et les ions Ag^+ .
2. On mélange un volume V_1 de solution S_1 et un volume V_2 de solution S_2 . Compléter avec des expressions littérales le tableau d'avancement ci-dessous (sauf la dernière ligne).

État initial	$x = 0$				
État intermédiaire	x				
État final					

3. Sachant que $C_1 = C_2$, à quelle condition sur les volumes V_1 et V_2
 - les ions Fe^{2+} sont en excès :
 - les ions Ag^+ sont en excès :
 - les réactifs ont été mis en présence dans les proportions stœchiométriques :


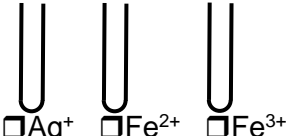
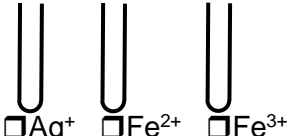
Activité 1 – Suite

On dispose de 3 solutions A, B et C permettant respectivement de mettre en évidence la présence d'ions Ag^+ , Fe^{2+} et Fe^{3+} dans une solution. On réalise chacun de ces tests en tubes à essais. Noter les observations.

Solutions tests	solution A : solution de chlorure de sodium	solution B : solution d'hydroxyde de sodium	solution C : solution de thiocyanate de potassium
Ion à identifier	Ag^+ dans S_1	Fe^{2+} dans S_2	Fe^{3+} dans S_3
Résultat du test			

4. Protocole - Étude de la réaction entre les ions Fe^{2+} et les ions Ag^+

- Préparer dans les 3 petits béchers les mélanges indiqués ci-dessous puis homogénéiser.
- Sans calcul, déduire de la question 3 le réactif en excès dans chaque bécher (remplir la ligne du tableau correspondante)
- Pour chacun des béchers : verser 1 à 2 mL du mélange obtenu dans 3 tubes propres afin de réaliser les 3 tests d'identification. Noter vos résultats dans le tableau.

	Bécher 1	Bécher 2	Bécher 3
Solution S_1 de nitrate d'argent	$V_1 = 2,0 \text{ mL}$	$V_1 = 5,0 \text{ mL}$	$V_1 = 10,0 \text{ mL}$
Solution S_2 de sel de Mohr	$V_2 = 5,0 \text{ mL}$	$V_2 = 5,0 \text{ mL}$	$V_2 = 5,0 \text{ mL}$
Réactif en excès			
Ion(s) absent(s) en fin de transformation si la réaction est totale			
Ions identifiés	 <input type="checkbox"/> Ag^+ <input type="checkbox"/> Fe^{2+} <input type="checkbox"/> Fe^{3+}	 <input type="checkbox"/> Ag^+ <input type="checkbox"/> Fe^{2+} <input type="checkbox"/> Fe^{3+}	 <input type="checkbox"/> Ag^+ <input type="checkbox"/> Fe^{2+} <input type="checkbox"/> Fe^{3+}

5. Interprétation des résultats

- 5.1. Déduire des tests si la transformation est totale ou non.
 5.2. D'après vous, est-ce que la réaction entre les ions Fe^{3+} et le métal argent se produit ? En déduire une nouvelle écriture de l'équation de réaction.

Activité 2 : Il ne se passe plus rien mais il se passe quelque chose...

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

1. On suppose tout d'abord que la réaction **est totale**.
 On considère un mélange initial constitué de $n_{\text{Ai}} = 100 \text{ mmol}$ de A et $n_{\text{Bi}} = 150 \text{ mmol}$ de B.

- 1.1 En raisonnant à l'échelle microscopique, indiquer l'intérêt 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 aussi dans le **sens indirect** \leftarrow .

- 2.1 Représenter l'allure des graphes $n_{\text{A}}(t)$ et $n_{\text{C}}(t)$ 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.