



# Notion d'équilibre chimique

## Objectif

- 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.

## I. Transformation totale ou non ?

On désire savoir si la transformation entre les ions argent (I) et les ions fer (II) est totale ou non. Pour cela on dispose de deux solutions de concentration en quantité identique  $c$  : une solution de nitrate d'argent et une solution de sel de Mohr.

### Document 1 : Totale ou non totale ?

Lorsque le réactif limitant d'une transformation chimique est entièrement consommé, la transformation est dite **totale**.

Dans l'équation de la réaction, il apparaît  $\rightarrow$ .

Lorsque le réactif limitant n'est pas entièrement consommé, la transformation est **non totale** (ou limitée).

On l'indique dans l'équation par le symbole  $\rightleftharpoons$  qui indique un équilibre chimique.

### Document 2 : Informations sur les réactifs

- Solutions aqueuse utilisées :

Nitrate d'argent :  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$



Sel de Mohr: obtenue par dissolution d'un solide ionique de formule  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  ; contenant des ions fer(II).

- Couples oxydant/réducteur :  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$  et  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}/\text{Ag}_{(\text{s})}$

### Document 3 : Tests caractéristiques

Un test d'identification d'ion par précipitation ou complexation permet de vérifier la présence d'un ion donné dans une solution aqueuse.

Ce type de test se réalise en ajoutant dans un échantillon de solution à analyser quelques gouttes d'une solution ionique appelée "réactif".

- Les ions fer (III) réagissent avec une solution de thiocyanate de potassium.
- Les ions fer (II) réagissent avec une solution d'hexacyanoferrate (III) de potassium.
- Les ions argent (I) réagissent avec une solution de chlorure de sodium.

**Q1.** Réaliser les tests caractéristiques afin de compléter le tableau suivant. Conserver les tubes.

Ion testé	Solution contenant des ions $\text{Ag}^+$	Solution contenant des ions $\text{Fe}^{2+}$	Solution contenant des ions $\text{Fe}^{3+}$
Réactif			
Observation			

**Q2.1.** Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction entre les ions argent (I) et les ions fer (II), indiquer d'abord chaque demi-équation en précisant « oxydation » ou « réduction ».

**Q2.2.** Déterminer le réactif limitant pour les trois mélanges étudiés dans le tableau ci-dessous et compléter les lignes « Réactif limitant » et « Préviation ».

**Q3.** Réaliser chaque mélange, le filtrer puis le répartir dans trois tubes à essais. Faire les tests caractéristiques pour compléter la partie « État final » du tableau suivant. Justifier chaque réponse par une brève observation.

	Mélange	Mélange 1	Mélange 2	Mélange 3
<b>État initial</b>	Volume de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+$ )	$V_1 = 5 \text{ mL}$	$V_2 = 10 \text{ mL}$	$V_3 = 20 \text{ mL}$
	Volume de sel de Mohr ( $\text{Fe}^{2+}$ )	$V'_1 = 10 \text{ mL}$	$V'_2 = 10 \text{ mL}$	$V'_3 = 10 \text{ mL}$
<b>Réactif limitant</b> : $\text{Ag}^+$ ? $\text{Fe}^{2+}$ ?				
<b>Préviation</b> des espèces chimiques présentes dans l'état final si la transformation est totale				
<b>État final</b>	Présence d'atomes d'argent	Oui/Non	Oui/Non	Oui/ Non
	Présence d'ions argent $\text{Ag}^+$	Oui / Non	Oui / Non	Oui / Non
	Présence d'ions $\text{Fe}^{2+}$	Oui/Non	Oui/Non	Oui/ Non
	Présence d'ions $\text{Fe}^{3+}$	Oui/Non	Oui/Non	Oui/ Non

**Q4.** Conclure quant au caractère total ou non total de la transformation étudiée.

## II. Quotient de réaction à l'équilibre

### Objectif

- 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.

### Document 4 : Quotient de réaction $Q_r$

On considère la transformation chimique modélisée par la réaction chimique d'équation :

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

où  $a$ ,  $b$ ,  $c$  et  $d$  sont les nombres stœchiométriques des réactifs A et B et des produits C et D. Le quotient de réaction  $Q_r$  est un nombre sans unité défini par :

$$Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

où les concentrations sont exprimées en  $\text{mol.L}^{-1}$

Si A, B, C ou D représente le solvant ou un solide, sa concentration n'est pas définie, elle est remplacée par la valeur 1.

Au cours de la transformation, ce quotient évolue jusqu'à atteindre une valeur finale notée  $Q_{r,\text{éq}}$ .

Le quotient de réaction à l'équilibre du couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$  vaut  $Q_{r,\text{éq}} = 1,74 \times 10^{-5}$  à la température de  $25^\circ\text{C}$ , On le nomme constante d'acidité.

On dispose de trois solutions aqueuses d'acide éthanoïque de concentrations rapportées en quantité différentes.

La transformation entre l'acide éthanoïque et l'eau n'est pas totale.

**Q5.** Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et l'eau.

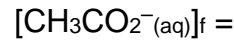
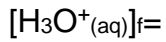
**Q6.** Étalonner le pH-mètre avec les tampons  $\text{pH} = 7$  puis  $\text{pH} = 4$  et mesurer le  $\text{pH}$  de chaque solution (en commençant par la moins concentrée).

Solution	$c_1 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$c_2 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$	$c_3 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
$\text{pH}$			

**Q7.** Compléter en littéral le tableau d'avancement suivant, pour un volume  $V$  de solution.

Équation			
État initial		Excès	
En cours de transformation		Excès	
État final $x = x_f$		Excès	

**Q8.** En déduire l'expression de la concentration effective en quantité finale de chacun des réactifs et produits présents, en fonction de  $x_f$  l'avancement final, puis de  $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f$ .



**Q9.** Établir que l'expression du quotient de réaction dans l'état final en fonction du pH est

$$Q_{r,f} = \frac{(10^{-\text{pH}})^2}{c - 10^{-\text{pH}}}, \text{ puis calculer sa valeur pour les trois solutions étudiées.}$$

**Document 5 :** Comparaison à une valeur de référence

La validation d'une relation à l'aide d'une expérience dépend de l'incertitude-type  $u(X)$ , où  $X$  est la grandeur mesurée et de l'étendue des mesures  $|X_{\text{mes}} - X_{\text{théo}}|$ .

On peut utiliser le quotient  $\frac{|X_{\text{mes}} - X_{\text{théo}}|}{u(X)}$ , si ce quotient est inférieur ou égal à 2, on peut

valider la relation fournie. Sinon, il faut analyser les sources d'erreurs et modifier le protocole afin d'obtenir des résultats cohérents.

L'incertitude-type  $u(Q_{r,f})$  peut être calculée à partir d'une série de mesures :  $Q_{r,f} = \overline{Q_{r,f}} \pm u(Q_{r,f})$

avec  $\overline{Q_r}$  moyenne de la série de mesures et  $u(Q_r) = \frac{\sigma_{n-1}}{\sqrt{n}}$

$\sigma_{n-1}$  : écart-type expérimental

$n$  : nombre de mesures effectuées

**Q10.** Partager les valeurs des  $Q_{r,f}$  sur le tableur collaboratif

Solution	1	2	3
« Mes valeurs » $Q_{r,f}$			
Moyennes classe $\overline{Q_{r,f}}$			
Incertainde $u(Q_{r,f})$			
$\frac{ \overline{Q_{r,f} \text{ mes}} - Q_{r,f} \text{ théo} }{u(Q_{r,f})}$			

On rappelle que le quotient de réaction à l'équilibre de l'acide éthanoïque vaut  $Q_{r,\text{éq}} = 1,74 \times 10^{-5}$  à la température de 25°C.

Conclure.