

Nom : \_\_\_\_\_ Groupe : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

LABORATOIRE ÉQUILIBRE CHIMIQUE ET LA CONCENTRATION  
CHIMIE, 5<sup>e</sup> secondaire

But : Déterminer l'effet de la concentration sur l'état d'équilibre d'un système chimique.

Partie A : La collecte de propriétés

Au cours de cette expérience, nous aurons besoin de la couleur comme principal critère d'identification des substances. Nous devons donc nous construire une banque de renseignements sur la couleur de quelques ions en solution.

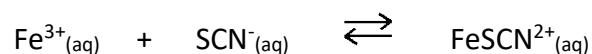
Tableau 1

Couleurs de solutions aqueuses

Nom de la solution	Formule	Couleur
Chlorure de fer (III)	$\text{FeCl}_3$	
Chlorure de potassium	KCl	
Chlorure de sodium	NaCl	
Hydrogénophosphate de sodium	$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	
Nitrate de cobalt	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	
Nitrate de fer (III)	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	
Nitrate de potassium	$\text{KNO}_3$	
Nitrate de sodium	$\text{NaNO}_3$	
Sulfate de cuivre (II)	$\text{CuSO}_4$	
Sulfate de sodium	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	
Thiocyanate de potassium	KSCN	

## Partie B : Une augmentation de la concentration

Dans cette expérience, on veut découvrir si une augmentation de la concentration des réactifs influence l'état d'équilibre. Pour ce faire, on utilisera le système suivant :



Couleur des ions :

### Manipulations

1. Préparer 3 éprouvettes en versant dans chacune 10,0 mL d'une solution de thiocyanate de potassium (KSCN) d'une concentration de 0,0020 mol/L.
2. Ajouter 3 gouttes d'une solution de nitrate de fer (III) ( $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ) d'une concentration de 0,20 mol/L dans la première éprouvette.
3. Ajouter 3 gouttes d'une solution de nitrate de fer (III) ( $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ) d'une concentration de 0,10 mol/L dans la deuxième éprouvette.
4. Ajouter 3 gouttes d'une solution de nitrate de fer (III) ( $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ) d'une concentration de 0,050 mol/L dans la troisième éprouvette.
5. Agiter le contenu de chaque éprouvette.
6. Noter les observations dans le tableau 2.

Tableau 2

Concentrations du thiocyanate de potassium et du trinitrate de fer

Système	Concentration KSCN (mol/L)	Concentration $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (mol/L)	Observations
1	0,0020	0,20	
2	0,0020	0,10	
3	0,0020	0,050	

Questions :

1. Pour lequel des trois systèmes la concentration en ions  $\text{FeSCN}^{2+}_{(\text{aq})}$  est-elle la plus élevée ? Justifie. \_\_\_\_\_
2. Pour lequel des trois systèmes la consommation des ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  est-elle la plus importante ? Justifie. \_\_\_\_\_
3. Pour lequel des trois systèmes la consommation en ions  $\text{SCN}^{-}_{(\text{aq})}$  est-elle la plus importante ? Justifie. \_\_\_\_\_
4. Pour lequel des trois systèmes la concentration d'équilibre en ions  $\text{SCN}^{-}_{(\text{aq})}$  est-elle la plus faible ? Justifie. \_\_\_\_\_
5. Si on ajoute un cristal de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ , qu'arriverait-il à l'état d'équilibre ?  
\_\_\_\_\_
6. Si on ajoute un cristal de  $\text{KSCN}$ , qu'arriverait-il à l'état d'équilibre ?  
\_\_\_\_\_

Partie C : Une diminution de la concentration

On veut maintenant découvrir si une diminution de la concentration d'un réactif influence l'état d'équilibre. Pour ce faire, il faut d'abord amener un système à l'état d'équilibre.

Quand l'équilibre est atteint, il faut imaginer une façon de diminuer la concentration d'un des réactifs. Comme on ne peut l'enlever du système au sens propre, il faut le piéger à l'aide d'une autre substance, laquelle transforme le réactif en une nouvelle molécule qui n'a aucun lien avec le système à l'état d'équilibre.

La substance choisie ici est l'hydrogénophosphate de sodium ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ). Voyons de quelle façon elle agit sur les ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ .

Manipulations :

1. Verser 5,0 mL d'une solution de nitrate de fer (III) ( $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ) d'une concentration de 0,10 mol/L dans une éprouvette.
2. Ajouter un cristal d'hydrogénophosphate de sodium ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ).

Décris l'effet de l'ajout d'un cristal d'hydrogénophosphate de sodium ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ).

---

On sait maintenant que l'on peut piéger les ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  à l'aide de l'hydrogénophosphate de sodium ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ). Revenons à l'état d'équilibre qui nous intéresse et utilisons l'hydrogénophosphate de sodium pour diminuer la concentration en ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ .

Manipulations :

1. Verser 10,0 mL d'une solution de thiocyanate de potassium (KSCN) d'une concentration de 0,0020 mol/L dans une éprouvette.
3. Ajouter 3 gouttes d'une solution de nitrate de fer (III) ( $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ) d'une concentration de 0,20 mol/L.
2. Agiter.
3. Préparer une solution témoin en refaisant les trois premières étapes de cette manipulation.
4. Ajouter un cristal d'hydrogénophosphate de sodium ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) à l'une des éprouvettes.
5. Noter les observations.

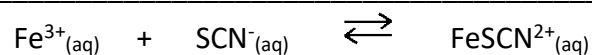
Questions :

1. Que se passe-t-il quand on ajoute un cristal d'hydrogénophosphate de sodium ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) dans le système suivant ?

---

Quelle réaction (directe ou inverse) est favorisée lorsqu'on élimine des ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  du système à l'état d'équilibre ? Justifie.

---



2. Lorsqu'on enlève des ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  de la solution à l'état d'équilibre, qu'arrive-t-il à la concentration des ions  $\text{FeSCN}^{2+}_{(\text{aq})}$  ?

---

3. Lorsqu'on enlève des ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  de la solution à l'état d'équilibre, qu'arrive-t-il à la concentration des ions  $\text{SCN}^{-}_{(\text{aq})}$  ?

---