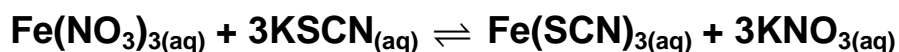


L'influence de la concentration sur l'équilibre

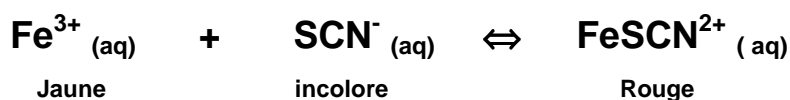
Ce fichier vous racontera ce qui se déroule lorsqu'on exécute la réaction suivante en laboratoire :



Les deux réactifs en présence sont des solutions aqueuses possédant des liens ioniques. Le solvant, c'est-à-dire l'eau, dissout ces réactifs en ions.

Le $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{aq})$ libérera un ion Fe^{3+} et 3 ions NO_3^- alors que le KSCN libérera un ion K^+ et un ion SCN^-

Ces ions pourront faire des réactions chimiques à leur tour pour former d'autres ions. C'est d'ailleurs ce qui arrive dans cette réaction, les ions Fe^{3+} réagiront avec les ions SCN^- selon l'équation suivante :



La formation d'un produit d'une couleur rouge, un changement macroscopique, nous permettra de bien suivre le déroulement de la réaction. Plus la solution engendrée par la réaction chimique sera rouge, plus il y aura de produits formés.

Nous fixerons notre attention sur cette sous réaction impliquant ces deux ions.

INFLUENCE DE L'AUGMENTATION DE CONCENTRATION D'UN DES RÉACTIFS SUR UN SYSTÈME À L'ÉQUILIBRE.

Expérience 1 : Partie A

Dans cette partie de l'expérience 1, on garde constante la concentration du KSCN qui produit les ions SCN^- et on fait varier la concentration de l'autre réactif $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ qui produit les ions Fe^{3+} afin de créer trois systèmes différents.

Chaque réaction débute par un changement de couleur, le mélange initialement jaune pâle deviendra progressivement plus rouge jusqu'à ce que la coloration arrête de se modifier et demeure constante.

Le tableau de la page suivante nous montre les colorations obtenues, pour chacun des systèmes, une fois le changement macroscopique (variation de couleur) constant.

Observations :

Système	[KSCN] Libérateur d'ions SCN ⁻	[Fe(NO ₃) ₃] Libérateur d'ions Fe ³⁺	Observations sur la coloration du FeSCN ²⁺
1	0,0020 mol/L	0,20 mol/L	
2	0,0020 mol/L	0,10 mol/L	
3	0,0020 mol/L	0,05 mol/L	

[] : Les accolades symbolisent en chimie « concentration », quand on lit [KSCN] il faut donc lire « concentration du KSCN ».

Expérience 1 Partie B :

On prélève dans chacun des systèmes à l'équilibre deux échantillons de 1 ml de solution. On ajoute au premier échantillon du KSCN et on ajoute au deuxième échantillon, l'autre réactif, c'est-à-dire du Fe(NO₃)₃. Pour tous les échantillons, on obtient le même résultat, la coloration rouge s'accroît.

QUESTIONS :

1- En te fiant au résultat de l'expérience 1, détermine si les 3 systèmes représentent des systèmes où la réaction chimique n'a pas débuté, où la réaction chimique est terminée ou des systèmes où l'équilibre chimique s'est installé. Justifie ta réponse.

2- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus grande proportion de produits une fois le changement macroscopique constant?

3- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus grande proportion de réactifs une fois le changement macroscopique constant?

4- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus faible proportion de produits une fois le changement macroscopique constant?

5- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus faible proportion de réactifs une fois le changement macroscopique constant?

Lorsqu'une réaction chimique tombe en équilibre chimique, à ce moment les quantités de réactifs et de produits présentes demeureront constantes. La proportion entre ces deux quantités définit l'équilibre chimique. Ainsi pour une réaction précise, un équilibre chimique où il y a 40% de réactifs et 60% de produits sera considéré comme un équilibre chimique différent d'un équilibre où il y aurait 70% de réactifs et 30% de réactifs.

6- D'après toi, les 3 systèmes sont-ils dans le même état d'équilibre?

7- Dans lequel système à l'équilibre la proportion des réactifs par rapport à celle des produits est-elle la plus grande?

8- Dans les échantillons, l'ajout de réactifs a-t-il brisé l'équilibre chimique ? Si oui, ce bris d'équilibre fut-il temporaire ou permanent ? Explique.

9- En te servant des expériences et de tes réponses aux questions, en quoi l'équilibre chimique est-il influencé par une augmentation de concentration des réactifs ?

EXPÉRIENCE 2:

Influence de la diminution de concentration sur un système à l'équilibre.

Nous allons reprendre la même réaction chimique que dans l'expérience 1, mais cette fois-ci nous allons diminuer la concentration des réactifs dans les trois systèmes à l'équilibre. Pour diminuer la concentration d'un des réactifs, dans chacun des systèmes, nous ne pouvons pas enlever de réactifs de la solution. La stratégie est donc d'ajouter une nouvelle substance qui réagira avec un des réactifs réduisant ainsi la quantité de ce dernier apte à réagir avec l'autre réactif.

La substance utilisée est l'hydrogénophosphate de sodium (Na_2HPO_4) dont l'ion PO_4^- réagit avec les ions Fe^{3+} pour former une substance incolore. Il y aura donc moins d'ions Fe^{3+} pour réagir avec le SCN^- , car une certaine quantité aura réagi avec les ions PO_4^- . Cette stratégie simule donc une baisse de concentration des ions Fe^{3+} pour notre réaction.

Observation : Lorsqu'on ajoute du Na_2HPO_4 aux réactions chimiques à l'équilibre de la Partie 1A, la couleur de chacune des solutions change puis se stabilise à une couleur plus pâle.

Questions :

10- La diminution d'un des réactifs a-t-elle brisé l'équilibre chimique? Si oui, ce bris d'équilibre fut-il temporaire ou permanent? Explique.

11- En quoi l'équilibre chimique est-il influencé par une diminution de concentration des réactifs?

CORRIGÉ DES QUESTIONS À LA PAGE SUIVANTE :

CORRIGÉ

1- En te fiant au résultat de l'expérience 1, détermine si les 3 systèmes représentent des systèmes où la réaction chimique n'a pas débuté, où la réaction chimique est terminée ou des systèmes où l'équilibre chimique s'est installé. Justifie ta réponse.

L'apparition de la couleur rouge associée à l'apparition des produits nous prouve que la réaction est bel et bien commencée.

Le fait que dans chacun des échantillons la réaction recommence lorsqu'on ajoute un des réactifs nous prouve que les deux réactifs étaient encore présents, donc la réaction n'était pas terminée.

La réaction est donc en équilibre chimique pour les trois raisons suivantes :

- Le système est fermé, comme aucun gaz n'est impliqué, aucune matière ne peut s'échapper du système.
- La couleur, changement macroscopique, est constante.
- Il y a présence de tous les réactifs et d'au moins un produit.

2- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus grande proportion de produits une fois le changement macroscopique constant?

Le système 1, car il est le plus rouge, ce qui est une caractéristique d'un des produits.

3- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus grande proportion de réactifs une fois le changement macroscopique constant?

Le système 3, car il est le plus pâle, ce qui est une caractéristique des réactifs.

4- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus faible proportion de produits une fois le changement macroscopique constant?

Le système qui contient le moins de produits est celui qui correspond au système qui contient le plus de réactifs, donc même réponse qu'à la question 3, c'est-à-dire le système 3.

5- Lequel des trois systèmes semble contenir la plus faible proportion de réactifs une fois le changement macroscopique constant?

Le système qui contient le moins de réactifs est celui qui correspond au système qui contient le plus de produits, donc même réponse qu'à la question 2, c'est-à-dire le système 1.

6- D'après toi, les 3 systèmes sont-ils dans le même état d'équilibre?

Non, comme leurs couleurs sont différentes, cela indique qu'ils contiennent tous des proportions entre les réactifs et les produits différentes.

7- Dans lequel système à l'équilibre la proportion des réactifs par rapport à celle des produits est-elle la plus grande?

Système 1

8- Dans les échantillons, l'ajout de réactifs a-t-il brisé l'équilibre chimique? Si oui, ce bris d'équilibre fut-il temporaire ou permanent? Explique.

Oui, il y a eu changement de couleur observable à nouveau, mais le bris fut temporaire, car la couleur fut devenue à nouveau constante après un certain temps.

9- En te servant des expériences et de tes réponses aux questions, en quoi l'équilibre chimique est-il influencé par une augmentation de concentration des réactifs?

Une augmentation de concentration des réactifs entraîne un changement d'état d'équilibre vers un équilibre où la concentration des produits est plus élevée que l'équilibre précédent.

10- La diminution d'un des réactifs a-t-elle brisé l'équilibre chimique? Si oui, ce bris d'équilibre fut-il temporaire ou permanent? Explique.

Oui, il y a eu changement de couleur observable à nouveau, mais le bris fut temporaire, car la couleur fut devenue à nouveau constante après un certain temps.

11- En quoi l'équilibre chimique est-il influencé par une diminution de concentration des réactifs?

Une diminution de concentration des réactifs entraîne un changement d'état d'équilibre vers un équilibre où la concentration des produits est plus faible que l'équilibre précédent.

Sers-toi de ces observations (expériences 1 et 2) pour répondre à la série 2 des exercices sur l'équilibre chimique présente sur le centre des ressources.