

TP. Une transformation chimique n'est pas toujours totale : introduction de la notion d'équilibre chimique

1.Objectifs

- Montrer qu'une transformation à laquelle est associée une réaction acido-basique, peut ne pas être totale et qu'il existe une réaction en sens inverse.
- Faire émerger la notion d'état équilibre dynamique.
- Montrer que la notion d'équilibre chimique est généralisable à un système subissant une transformation à laquelle est associée une réaction d'oxydoréduction.

2.Première expérience : que se passe-t-il entre l'acide éthanoïque et l'eau ?

Manipulation

Mettre de l'eau de Volvic® dans un becher et mesurer son pH, noté pH₁.

Verser de l'eau de Volvic® dans une fiole jaugée de 100 mL pour la remplir à moitié.

Placer la fiole sur une balance.

Introduire dans la fiole 0,60 g d'acide éthanoïque pur précisément, à la goutte près (utiliser une pipette ou un compte-gouttes). Homogénéiser et ajuster au trait de jauge avec l'eau.

Mesurer le pH de la solution ainsi obtenue, noté pH₂.

Questions :

1. Y a-t-il eu réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau ?
2. Quelle est, d'après le tableau descriptif de l'évolution du système, la valeur de pH attendue dans l'état final ?
3. Comparer cette valeur à celle mesurée.
4. En admettant que le pH est mesuré avec une précision de 0,1 unité près, que peut-on en conclure ?
5. Comment interpréter ce résultat ?

3.Deuxième expérience :

Y a-t-il réaction entre les ions éthanoate et les ions oxonium ?

Manipulation

Verser environ 50 mL d'acide chlorhydrique de concentration molaire $c = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans un becher et mesurer la valeur du pH de la solution, noté pH₃.

Introduire à la spatule une petite quantité (environ 0,5 g) d'éthanoate de sodium dans cette solution. Agiter.

Observer l'évolution de la valeur du pH.

Questions :

1. Comment peut s'interpréter l'évolution de la valeur du pH ?
2. Décrire la réaction associée à la transformation.
3. Ecrire l'équation de cette réaction.
4. Conclure

Troisième expérience : Des réactions d'oxydoréduction peuvent elles aussi conduire à des états d'équilibre chimique ?

Tests préliminaires

Effectuer les tests des ions Fe³⁺, Fe²⁺ et Ag⁺ avec les réactifs proposés et écrire l'équation associée à chaque réaction.

Tube	Solution contenant	réactif	observation
1	ions Fe ²⁺	Hexacyanoferrate(III) de potassium	
2	ions Ag ⁺	Chlorure de sodium	
3	ions Fe ³⁺	Thiocyanate de potassium	

Premier mélange• *Expérience*

Mettre dans un tube à essai, 10 mL de solution S1 d'ions argent(I) et 20 mL de solution S2 d'ions fer(II). La transformation étant lente, faire bouillir le mélange. Observer.

Filtrer la solution refroidie.

Mettre un peu de filtrat dans deux tubes à essai. Ajouter quelques gouttes de solution de chlorure de sodium (tube 1) et de thiocyanate de potassium (tube 2).

Observer et conclure.

• *Questions*

D'après les observations, écrire l'équation de la réaction associée à la transformation.

Quels ions sont mis en évidence par les tests ? Ce résultat était-il prévisible ?

Conclure.

Deuxième mélange• *Expérience*

Effectuer la même expérience que précédemment avec 20 mL de solution S₁ d'ions argent(I) et 10 mL de solution S₂ d'ions fer(II). Ce sont les ions Ag⁺ qui sont maintenant en excès.

Mettre un peu de filtrat dans deux tubes à essai. Ajouter quelques gouttes de solution de thiocyanate de potassium (tube 1), d'hexacyanoferrate(III) de potassium (tube 2).

Observer et conclure.

• *Questions*

Le résultat des tests était-il prévisible ?

Conclure.

Conclusion générale de l'expérience 3**Matériel et produits**

<p>Exp 1 :</p> <p>Fiole jaugée de 100 mL Becher de 150 mL Balance pH-mètre et électrodes Pipette ou compte-gouttes</p> <p>Acide éthanoïque pur Eau de Volvic®</p>	<p>Exp2 :</p> <p>Becher ou récipient de taille appropriée à la mesure du pH avec un pH-mètre Spatule, agitateur pH-mètre et électrodes</p> <p>Acide chlorhydrique de concentration molaire $c = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ Ethanoate de sodium</p>	<p>Exp 3 :</p> <p>tubes à essai et dispositif de filtration solution S1 : solution de nitrate d'argent(I) de concentration molaire environ $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ solution S2 : solution de sel de Mohr acidifiée de concentration molaire environ $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ Tests des ions : ions fer(III) : solution de thiocyanate de potassium de concentration molaire environ $2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ions argent(I) : solution de chlorure de sodium, (Na⁺, Cl⁻), de concentration molaire environ $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ions fer(II) : solution d'hexacyanoferrate(III) de potassium, (3K⁺, [Fe(CN)₆]³⁻) de concentration molaire environ $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$</p>
---	--	---