Fiche sur la mesure d'un pH

Publié le 04.12.02 | Par Anthony Bourgeais, Edith Thummen

De nombreuses espèces organiques ou inorganiques ont des propriétés acido-basiques. Ces propriétés sont très intéressantes pour l'analyse d'une solution. En effet, il est très facile de réaliser un dosage acido-basique donnant accès à la quantité de chacune des espèces acido-basiques présentes dans une solution.

1. Introduction

De nombreuses espèces organiques ou inorganiques ont des propriétés acido-basiques. Ces propriétés sont très intéressantes pour l'analyse d'une solution.

En effet, il est très facile de réaliser un dosage acido-basique donnant accès à la quantité de chacune des espèces acido-basiques présentes dans une solution.

De plus, dans le cas de réactions dans lesquelles interviennent un acide ou une base, le pH de la solution est un paramètre crucial pour la réactivité des espèces.

Nous verrons dans cette séquence comment réaliser la mesure d'un pH grâce à l'utilisation d'un appareil appelé pH-mètre.

2. Présentation du matériel

Nous avons ici besoin de ces différents éléments :

- Béchers,
- agitateurs magnétiques,
- barreaux aimantés,
- eau distillée,
- pH-mètre,
- électrodes de verre et de référence,
- solution tampon,
- solution à analyser,
- solution d'acide acétique et d'acétate à même concentration et égale à 10^{-2} mol.L^{-1}.

Revenons sur quelques-uns de ces éléments :

- L'électrode de référence utilisée ici est une électrode au calomel saturée (ECS), c'est à dire une électrode de platine (Pt) recouverte de mercure (Hg) sur lequel est déposé du calomel Hg_2Cl_2. Cette électrode est dite saturée car la solution dans laquelle plonge l'électrode ainsi constituée est une solution aqueuse saturée en chlorure de potassium KCl. Cette électrode constitue une référence car les activités de toutes les espèces indiquées sont constantes. En effet, l'activité d'une phase solide est égale à un et celle d'espèces diluées est égale à leur concentration, constante pour les ions Cl^- et K^+.
- L'électrode de verre est constituée d'argent recouverte du précipité AgCl, plongeant dans une solution aqueuse de HCl, généralement à 0,1 mol/L. Cette solution est séparée de la solution extérieure à analyser par une membrane de verre très fine, de 50 micromètres d'épaisseur.

- L'existence d'un gradient de concentration en ions hydronium de part et d'autre de la membrane provoque une différence de potentiel (ddp). Les autres différences de potentiel étant maintenues constantes, la différence de potentiel mesurée entre les deux électrodes ne dépend que du pH. On peut montrer que la relation liant la différence de potentiel ΔE et le pH est de la forme : pH = a + b*ΔE.
- Le pH-mètre est un voltmètre adapté aux valeurs de ddp mesurées.

3. Mise en place du matériel

La mise en place des différents éléments est très rapide, on raccorde les deux électrodes au pH-mètre. On place les électrodes dans un bécher rempli d'eau distillée et on allume ce dernier.

Il faut alors faire l'étalonnage afin de déterminer les paramètres a et b. On n'a besoin que de deux valeurs de pH connu, la relation étant linéaire. On utilise des solutions dites tampon de pH connus et stables dans le temps.

4. Réalisation de l'expérience

On rince les électrodes et on les plonge dans une solution tampon de pH égal à 7. On attend que la valeur obtenue soit stable avant de valider la mesure. On rince alors les électrodes et on utilise une deuxième solution tampon, de pH égal à 4 dans le cas de mesures en milieu acide, ce qui sera le cas ici, et de pH égal à 10 dans le cas de mesures en milieu basique. Le pH-mètre est alors étalonné.

On utilise ce pH-mètre pour prendre la valeur de pH d'une solution d'acide acétique et d'acétate à même concentration égale à 10^{-2} mol.L^{-1}.

On obtient un pH = 4,5 (proche du pK$_a$ du couple considéré)



Mesure d'un pH

5. Conclusion

La prise de pH est une opération simple, dès lors que l'étalonnage a été correctement réalisé. Cependant, il faut se limiter à des valeurs de pH qui ne sont ni trop acides, ni trop basiques. En effet, en milieu trop acide, on ne peut plus confondre concentrations et activités et en milieu trop basique, il faut considérer l'influence des ions alcalins sur l'électrode en verre (on parle dans ce cas d'erreur alcaline).

Ainsi, le pH lu peut être considéré comme fiable pour des valeurs comprises entre 1 et 11 à 12.

CRÉDITS

AUTEUR(S)/AUTRICE(S)

Anthony Bourgeais

Professeur agrégé de chimie

AUTEUR(S)/AUTRICE(S) ET MISE EN LIGNE

Edith Thummen

Professeure agrégée de chimie, conceptrice et responsable éditoriale du site CultureSciences-Chimie de 2002 à 2004 en collaboration avec D. Jaouen et J.B. Baudin, et avec le soutien des membres du département de chimie de l'ENS. Enseignante en CPGE depuis 2004.

LICENCE DU TEXTE DE L'ARTICLE



Creative Commons - Attribution - Pas d'utilisation commerciale