

La série électrochimique

Principe

Lors d'une réaction rédox (c'est-à-dire d'oxydo-réduction), il y a un transfert d'électrons d'une substance à une autre. En conséquence, les degrés d'oxydation de ces substances changent.

On dit que la substance dont le nombre d'oxydation augmente (par perte d'électrons) est oxydée, alors que celle dont le nombre d'oxydation baisse (par gain d'électrons) est réduite.

Nous vous proposons d'étudier un certain nombre de réaction rédox entre divers corps, puis d'établir une liste classée selon leur tendance à perdre des électrons.

Pour comprendre quelles sont les réactions que vous observerez, il est utile de connaître la couleur de divers ions en solution:

$\text{Cu}^{++}(\text{aq})$	bleu	$\text{Ag}^{+}(\text{aq})$	incolore
$\text{Mg}^{++}(\text{aq})$	incolore	$\text{Zn}^{++}(\text{aq})$	incolore
$\text{Fe}^{++}(\text{aq})$	jaune-vert	Les ions négatifs utilisés ici sont incolores.	

Marche à suivre

A. Réactions de divers métaux en solution acide

1. Si nécessaire, préparez un échantillon (5 à 10 cm) de chacun des métaux suivants: Pb, Cu, Zn, Ag, Mg. Nettoyez-en bien la surface avec la paille de fer (ou autre abrasif) afin d'enlever d'éventuelles couches d'oxydes.
2. Introduisez ces échantillons dans des éprouvettes contenant chacune environ 2 ml d'acide chlorhydrique à 25% (LUNETTES!).

B. Réactions de déplacement

La tendance d'un métal à perdre des électrons est son *potentiel d'oxydation*. Les expériences suivantes serviront à établir une liste de quelques métaux classés selon leur potentiel d'oxydation. Cette liste porte le nom de *série électrochimique*.

La tendance relative de deux métaux à perdre des électrons se détermine par *une réaction de déplacement*, au cours de laquelle on fait réagir un métal avec l'ion positif d'un autre. La réponse est fournie par l'absence ou la présence d'une réaction. Ce qui précède entraîne qu'il est inutile de plonger un métal dans une solution de ses propres ions.

1. Préparez et nettoyez des échantillons de Cu, Zn, Fe, Ag, Mg comme ci-dessus.
2. Introduisez chaque métal dans des éprouvettes contenant environ 3 ml de solution $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M. Un ternissement du métal, formation de dépôt ou changement de couleur de la solution indique qu'il y a réaction. Dans les cas douteux, ne tirez pas de conclusion avant cinq minutes.
3. Nettoyez soigneusement les échantillons s'ils sont recouverts d'un dépôt. Sinon, rincez-les simplement à l'eau distillée.
4. Répétez les points 2 et 3 en utilisant successivement les solutions suivantes: ZnSO_4 1 M, FeSO_4 1 M, AgNO_3 0,1 M, puis MgCl_2 0,1 M.
5. Classez les métaux selon l'ordre décroissant de leur potentiel d'oxydation.

C. Comportement du cuivre face à divers acides

1. Préparez deux éprouvettes contenant respectivement 5 ml de HCl 6 M et 5 ml de HNO_3 6M.
2. Placez les éprouvettes dans une hotte ventilée et introduisez un échantillon de cuivre dans chacune d'entre elles. Notez vos observations.

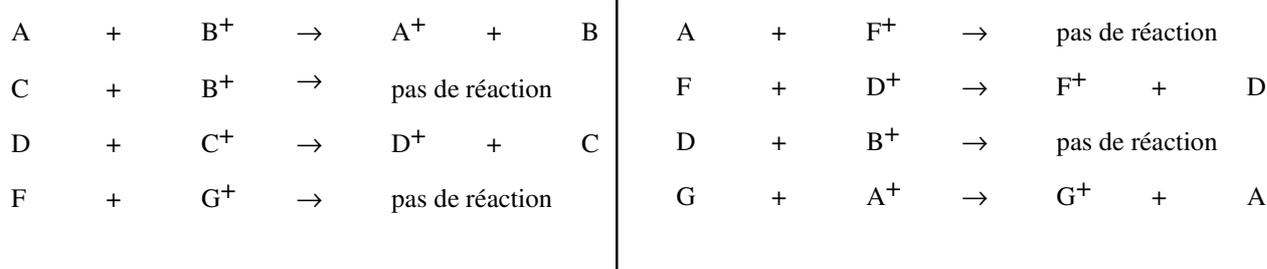
Interprétation

A. Réactions de divers métaux en solution acide

1. Quels métaux ont réagi ?
2. Quel est l'agent qui provoque l'oxydation de certains métaux (c'est-à-dire quelle est l'espèce réduite au cours de la réaction) ?
3. Ecrivez une équation équilibrée pour chaque réaction qui a eu lieu (une équation ionique suffit)

B. Réactions de déplacement

1. Préparez un tableau dont les têtes de colonnes sont Cu, Zn, Fe, Ag, Mg et les têtes de lignes Cu^{++} , Zn^{++} , Fe^{++} , Ag^+ , Mg^{++} et H^+ . Dans chaque case du tableau, inscrivez oui s'il y a eu réaction et non dans le cas contraire.
2. Ecrivez une équation équilibrée pour chaque réaction qui a eu lieu (une équation ionique suffit) spontanément, sauf pour les réactions avec H^+ .
3. Etablissez une liste électrochimique pour les métaux étudiés dans l'ordre décroissant des potentiels d'oxydation. Placez-y également l'hydrogène. Selon le modèle $\text{M}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{M}$
4. Au moyen d'une ou plusieurs équations, tentez d'expliquer comment le zingage (procédé qui consiste à recouvrir une pièce de fer avec du zinc) permet de prévenir la corrosion (ou oxydation) des pièces en fer.
5. Sur la base des réactions de déplacement présentées ci-dessous, établissez une liste électrochimique dans l'ordre décroissant des potentiels d'oxydation pour ces substances imaginaires:



C. Comportement du cuivre face à divers acides

1. Décrivez vos observations dans les deux cas.
2. Ecrivez une réaction équilibrée lorsqu'il y a eu réaction. Dans le cas de l'acide nitrique, le gaz formé est NO_2 . Avec le cuivre, il y a formation de ce gaz et aussi de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Si vous avez trop d'hydrogène et d'oxygène parmi les réactifs, il est très probable que la réaction s'accompagne de formation d'eau, vu la très grande stabilité de cette molécule (ceci est vrai pour de nombreuses réactions chimiques).