

Chapitre 1

Transformations lentes ou rapides

RÉVISION ET RÉSUMÉ

Demi-équation Forme générale d'une demi-équation électronique :



Reportez-vous à la méthode distribuée en cours quant à la manière d'équilibrer une demi-équation.

Équations d'oxydoréduction Vous devez être capable d'écrire rapidement et surtout sans erreur l'équation d'oxydoréduction associée à une transformation chimique.

Oxydants et réducteurs Vous devez être capable d'identifier un oxydant (= une espèce capable

de capter un électron) et un réducteur (= une espèce capable de céder un électron).

Dans une équation, vous devez savoir trouver les deux couples mis en jeu.

Facteurs cinétiques La température et la concentration sont, parmi d'autres, deux facteurs cinétiques, *i. e.* leur augmentation s'accompagne *en général* d'une augmentation de la vitesse de réaction.

À partir de résultats expérimentaux (courbes, concentrations, etc.), vous devez être capable d'identifier l'effet de l'un ou de l'autre de ces deux facteurs cinétiques.

EXERCICES

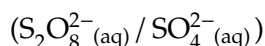
N'oubliez pas les très importants exercices résolus pages 37 et 38

Révisions d'oxydoréduction

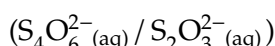
1.1 Équations de réactions

Soient les couples Ox/Réd :

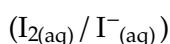
- ion peroxodisulfate/ion sulfate :



- ion tétrathionate/ion thiosulfate :



- diiode/ion iodure :



- a. On verse une solution de diiode dans une solution de thiosulfate de sodium (photo de gauche). La solution de diiode est très rapidement décolorée. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui s'effectue. Expliquer la décoloration.



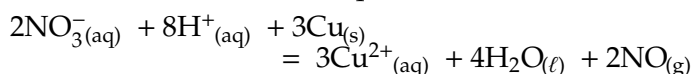
- b. On verse une solution de peroxodisulfate de potassium dans une solution d'iodure de potassium (photo de droite). Une coloration brune apparaît lentement. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui s'effectue. Expliquer la coloration.

1.2 Reconnaître un oxydant et un réducteur

L'appellation *eau-forte* vient du nom donné par les alchimistes à l'acide nitrique dilué à l'eau. Les *aquafortistes* utilisent cette solution pour graver sur des plaques de cuivre.



Réaction entre l'acide nitrique et le cuivre :



- a. Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier.
b. Quels sont les couples oxydant/réducteur mis en jeu ? Écrire leurs demi-équations d'oxydoréduction.
c. Identifier l'oxydant et le réducteur qui réagissent.

1.3 N°24 p. 42 : Facteur limitant

1.4 N°23 p. 41 : Dismutation

1.5 N°19 p. 40 : Un dosage rédox

Facteurs cinétiques

1.6 N°20 p. 40 : Influence de la température

1.7 Facteurs cinétiques

On reprends l'étude de la réaction d'oxydation des ions iodure par les ions peroxodisulfate, telle que vue dans l'exercice 1.1. On réalise des mélanges de différentes concentrations en réactifs, à différentes températures, tel qu'indiqué dans le tableau ci-dessous :

N° mélange	1	2	3
$[S_2O_8^{2-}]$ (mmol.L ⁻¹)	10	20	10
$[I^-]$ (mmol.L ⁻¹)	20	40	20
Température (°C)	18	18	33

- a. À une même date depuis le début des expériences, que peut-on prévoir sur la coloration observée dans les béchers 1 et 2 d'une part, 1 et 3 d'autre part ? Justifier la réponse.

- b. Parmi les méthodes suivantes, indiquer celles qui sont susceptibles de convenir pour suivre l'évolution de la réaction :
- pH-métrie ;
 - conductimétrie ;
 - colorimétrie ;
 - mesure de volume gazeux.

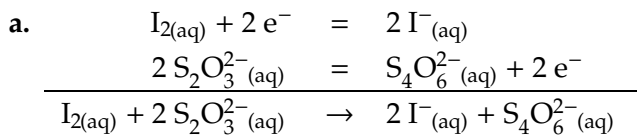
1.8 N°25 p. 42 : Visualisation évolution cinétique

Corrigé 1

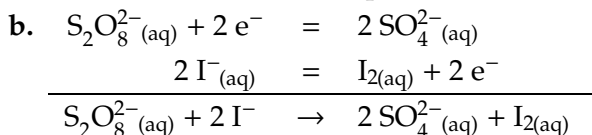
Transformations lentes ou rapides

EXERCICES

1.1 Équations de réactions



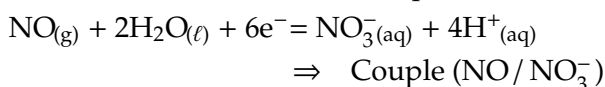
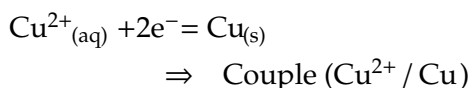
Destruction du diiode, de teinte orangée, par les ions thiosulfate. Tous les produits sont incolores.



Tous les réactifs sont incolores. Apparition de diiode, de teinte orangée.

1.2 Reconnaître un oxydant et un réducteur

a. Essayons d'identifier des couples oxydant-réducteur par leurs demi-équations d'oxydoréduction :

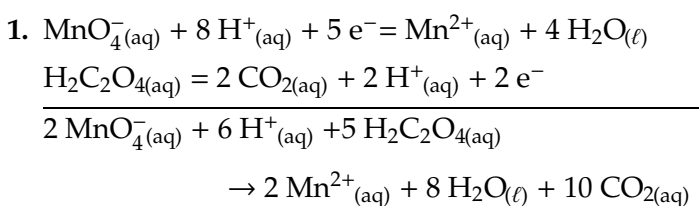


En additionnant les deux demi-équations, on retrouve l'équation donnée. Donc la réaction est bien une réaction d'oxydoréduction.

b. Déjà fait.

c. L'oxydant est l'ion nitrate NO_3^- , qui oxyde le cuivre, qui agit comme un réducteur.

1.3 N°24 p. 42 : Facteur limitant



2. Quantités de réactifs :

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol} ; n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3. L'ion permanganate est le réactif limitant.

4. $[\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}]_{\text{max}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

5. La couleur violette de la solution devient de plus en plus pâle. La réaction est achevée lorsque la solution est totalement décolorée.

1.4 N°23 p. 41 : Dismutation

1.5 N°19 p. 40 : Un dosage rédox

1.6 N°20 p. 40 : Influence de la température

La température est un facteur cinétique : les échantillons d'eau oxygénée qui sont à plus haute température se dismutent plus vite. La conséquence est que, pour conserver l'eau oxygénée, il faut la mettre au frigo !

1.7 Facteurs cinétiques

a. Entre les béchers 1 et 2 d'une part, la concentration en ions iodure dans le bécher 2 est initialement plus élevée, et comme la concentration est un facteur cinétique, la réaction dans le bécher 2 sera plus rapide, la teinte de ce bécher a une date donnée sera plus foncée.

Entre les béchers 1 et 3, la température est plus élevée dans le bécher 3, comme il s'agit d'un facteur cinétique, la réaction dans le bécher 3 sera plus rapide, la teinte de ce bécher a une date donnée sera plus foncée.

b. – pH-métrie : pas d'intervention d'ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$, donc non adapté ;
– conductimétrie : envisageable ;
– colorimétrie : adapté, puisqu'il y a un changement de teinte ; l'idéal est d'ailleurs de procéder par *spectrophotométrie* ;
– mesure de volume gazeux : pas de gaz qui se dégage, donc non adapté.

1.8 N°25 p. 42 : Visualisation évolution cinétique