

Activité S2 C.1 : Couples redox et réactions d'oxydoréduction

Applications des n.o.

- Dans un couple redox, le nombre d'oxydation de l'élément commun aux deux espèces permet de reconnaître l'oxydant (n.o. le plus grand) du réducteur (n.o. le plus petit).

Exemples : MnO_4^- : n.o.(Mn) = + VII oxydant / Mn^{2+} : n.o.(Mn) = + II réducteur

- Lorsqu'un élément est oxydé le n.o. augmente et lorsqu'il est réduit le n.o. diminue. De plus, la valeur absolue de la variation du n.o. est égal au nombre d'électrons échangés par le couple redox.
- Une réaction chimique au cours de laquelle le n.o. d'au moins un élément varie, est une réaction d'oxydoréduction.

Exemples : $\text{CO}_2 + 2 \text{Mg} = \text{C} + 2 \text{MgO}$ et $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 = \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$

activité S2 C.1.1. Demi-équation électronique

Écrire les demi-équations électroniques pour les couples redox suivants (utiliser les trois types d'écriture en utilisant H^+ , H_3O^+ et HO^-) :

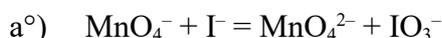


activité S2 C.1.2. Équilibrage d'équation de réaction

1°) On se place en milieu acide (convention pH = 0) ; pour chacune des deux réactions d'oxydoréduction suivantes, écrire les demi-équations électroniques des couples en présence et équilibrer les équations :



2°) On se place en milieu basique (convention pH = 14) ; pour chacune des deux réactions d'oxydoréduction suivantes, écrire les demi-équations électroniques des couples en présence et équilibrer les équations :



activité S2 C.1.3. Différentes espèces du chlore

1°) Représenter la formule de Lewis de l'ion hypochlorite ClO^- , de l'ion chlorite ClO_2^- , de l'ion chlorate ClO_3^- et de l'ion perchlorate ClO_4^- .

2°) En déduire les nombres d'oxydation du chlore. Que peut-on en déduire ?

3°) Une eau de chlore est obtenue par dissolution de dichlore gazeux $\text{Cl}_{2(g)}$ dans de l'eau déminéralisée. Le pouvoir de désinfection de cette eau est dû à la présence de composés oxydants en solution. Une analyse de la solution indique que les trois espèces $\text{Cl}_{2(aq)}$, $\text{HOCl}_{(aq)}$, $\text{Cl}^-_{(aq)}$ sont présentes à des concentrations comparables.

Potentiel standard des couples à pH = 0 : HOCl/Cl₂ : E₁^o = 1,60 V et Cl₂/Cl⁻ : E₂^o = 1,40 V

- a°) Indiquer le nombre d'oxydation du chlore dans les trois composés ci-contre (Cl₂, HOCl, Cl⁻).
- b°) Écrire la demi-équation électronique du couple HOCl/Cl₂.
- c°) Écrire la demi-équation électronique du couple Cl₂/Cl⁻.
- d°) Justifier la présence d'acide hypochloreux et des ions chlorure dans l'eau de chlore en écrivant l'équation de la réaction associée. Comment appelle-t-on ce type de réaction ?
- e°) Peut-on estimer qualitativement l'avancement de cette réaction ?
- f°) En déduire si l'eau de chlore est acide, basique ou neutre.
- g°) Dans quel sens évolue la concentration en ion chlorure lorsqu'on ajoute un peu de soude (Na⁺ ; HO⁻) dans l'eau de chlore ? Justifier votre réponse.

activité S2 C.1.4. Couples redox de l'uranium

On donne les potentiels standard à 298 K et pH = 0 :

| Couple | E° en V |
|---|---------|
| (1) U ³⁺ /U _(s) | -1,80 |
| (2) U ⁴⁺ /U ³⁺ | -0,63 |
| (3) UO ₂ ⁺ /U ⁴⁺ | 0,60 |
| (4) UO ₂ ²⁺ /UO ₂ ⁺ | 0,05 |

- 1°) Donner le degré d'oxydation de l'uranium dans chacun de ces corps.
- 2°) Positionner les couples sur une échelle redox. Écrire les demi-équations électroniques pour les 4 couples du tableau.
- 3°) En choisissant bien les couples, montrer que UO₂⁺ se dismute. Équilibrer l'équation de dismutation. Peut-on parler de réaction d'oxydoréduction ?

activité S2 C.1.5. Les feux d'artifice

La lumière émise par les feux d'artifice est générée par la température élevée résultant du dégagement de chaleur de réactions entre des solides. Ces réactions sont de types redox, fortement exothermiques.

Un feu d'artifice contient au minimum un oxydant fort, le plus souvent un anion (nitrate NO₃⁻, chlorate ClO₃⁻ ou perchlorate ClO₄⁻) et un réducteur puissant, généralement un corps pur élémentaire (carbone, soufre, aluminium, zinc) ou les ions ammonium (NH₄⁺).

- 1°) Quel est le nombre d'oxydation de l'azote dans l'ion nitrate NO₃⁻, dans l'ion ammonium NH₄⁺ ? Conclure.
- 2°) Écrire et équilibrer l'équation de la réaction explosive du perchlorate de potassium KClO₄ avec l'aluminium Al, qui fournit de l'oxyde d'aluminium Al₂O₃ et du chlorure de potassium KCl.

Les feux d'artifice contiennent souvent du perchlorate d'ammonium NH₄ClO₄, matière qui explose spontanément par élévation de température, car elle possède à la fois l'oxydant (ClO₄⁻) et le réducteur (NH₄⁺) à l'origine d'une réaction très exothermique. Pour cette réaction de décomposition spontanée le seul réactif est NH₄ClO₄ et elle fournit les produits suivants : HCl, HClO₄, N₂ et H₂O.

- 3°) Déterminer les nombres d'oxydation des éléments de tous ces composés. En comparant l'évolution au cours de la réaction les nombres d'oxydation des éléments qui subissent une oxydation ou une réduction, écrire et équilibrer l'équation de la réaction.