

Feuille d'exercices

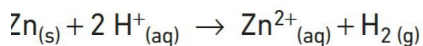
5 La réaction entre les ions argent Ag^+ et le cuivre métallique conduit à la formation d'un « arbre de Diane », dépôt d'argent métallique à la surface du cuivre, et à la coloration bleue de la solution caractéristique de la présence d'ions Cu^{2+} .

- Identifier les réactifs et produits de cette réaction.
- Écrire les deux demi-équations d'oxydoréduction.
- En déduire l'équation de la réaction.



9 On plonge une masse $m = 0,15 \text{ g}$ de zinc dans un tube à essais contenant un volume $V = 10 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration $c = [\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,23 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Il se produit la réaction d'oxydo-réduction :



- Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.
- Construire le tableau d'avancement.
- Calculer la valeur de l'avancement maximal et identifier le réactif limitant.



25 Évolution d'une pile

La pile fer-aluminium est constituée de demi-piles Fe^{2+}/Fe et Al^{3+}/Al . Chaque demi-pile métallique est constituée d'une lame métallique M trempant dans une solution contenant le cation associé M^{n+} .

Les solutions contenues dans les demi-piles sont à la concentration $c = 2,5 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

La borne positive de la pile est la demi-pile de fer.

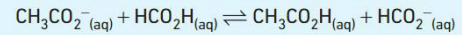
- À l'aide de la polarité de la pile, écrire les demi-équations mises en jeu dans chaque demi-pile.
- Écrire l'équation de la réaction lors du fonctionnement de la pile.
- La constante d'équilibre de cette réaction vaut $K = 1,0 \times 10^{122}$. Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ et en déduire le sens d'évolution spontanée du système.

26 Étude d'un équilibre acide-base

Lors d'une séance de travaux pratiques pour étudier l'évolution d'un mélange, Coralie introduit dans un bécher le même volume $V_0 = 25 \text{ mL}$ de quatre solutions de même concentration $c = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

- solution d'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$;
- solution d'acide méthanoïque HCO_2H ;
- solution d'ions éthanóate CH_3CO_2^- ;
- solution d'ions méthanoate HCO_2^- .

La réaction acide-base qui s'opère entre ces composés est non totale et s'écrit :



Sa constante d'équilibre vaut $K = 10$.

- Calculer la valeur du quotient de réaction $Q_{r,i}$ dans l'état initial.
- Dans quel sens la réaction va-t-elle se produire ?
- Construire le tableau d'avancement de la réaction.
- En déduire l'avancement à l'équilibre.
- Calculer le taux d'avancement à l'équilibre.

29 Donner l'expression des quotients de réaction associés aux réactions suivantes.

- $\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightleftharpoons \text{AgCl}_{(s)}$
- $\text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{HO}^-_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_{3(s)}$
- $2 \text{I}^-_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{I}_{2(aq)} + 2 \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

30 Donner les expressions des quotients de réaction des réactions suivantes :

- $\text{HF}_{(aq)} + \text{NH}_{3(aq)} \rightleftharpoons \text{F}^-_{(aq)} + \text{NH}_4^+_{(aq)}$
- $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 2 \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
- $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Fe}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}_{(s)} + \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$

Pour info



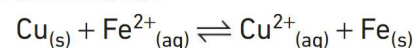
Le fluorure d'hydrogène HF est l'un des composés les plus dangereux qui soient !

32 Dans un bécher, on introduit :

- 0,15 g de poudre de fer ;
- 0,15 g de poudre de cuivre ;
- 25 mL d'une solution contenant des ions Fe^{2+} de concentration $c_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- 25 mL d'une solution contenant des ions cuivre Cu^{2+} de concentration $c_2 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.



Il se produit la réaction :



Sa constante d'équilibre est égale à $K = 1,0 \times 10^{-26}$.

- Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ et en déduire le sens d'évolution spontanée du système.

41 Évolution et oxydoréduction

Effectuer un calcul

La réaction $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Sn}_{(\text{s})} = \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ a une constante d'équilibre K égale à $8,1 \times 10^{15}$.

On réalise les trois mélanges suivants.

	Mélange 1	Mélange 2	Mélange 3
$[\text{Cu}^{2+}]_i$ (mol·L ⁻¹)	$2,1 \times 10^{-4}$	$1,0 \times 10^{-2}$?
$[\text{Sn}^{2+}]_i$ (mol·L ⁻¹)	$7,8 \times 10^{-3}$	$8,1 \times 10^{-5}$	$1,26 \times 10^{-5}$

- Pour les mélanges 1 et 2, déterminer le sens d'évolution spontanée du système.
- Pour le mélange 3, quelle devrait être la valeur de $[\text{Cu}^{2+}]_i$ pour que le système soit à l'équilibre ? Est-elle acceptable ?

51 Pile cuivre-étain

Utiliser un modèle • Schématiser une situation

La pile cuivre-étain est fabriquée avec une lame de cuivre Cu dans une solution d'ions Cu^{2+} et d'une lame d'étain Sn dans une solution d'ions Sn^{2+} . Les solutions sont reliées par un pont salin. La pile alimente une lampe.

- Le pont salin libère des cations vers la demi-pile $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Cu}_{(\text{s})}$. En déduire les demi-équations des réactions ayant lieu au niveau de chaque demi-pile et préciser leur nature.
- Faire un schéma de la pile en indiquant les déplacements de porteurs de charge à l'intérieur et à l'extérieur de la pile.

57 Capacité d'une pile

Effectuer un calcul

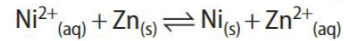
Une pile met en jeu les couples Al^{3+}/Al et Cu^{2+}/Cu . Le métal aluminium est oxydé et la pile débite un courant d'intensité $I = 175$ mA.

- Écrire les deux demi-équations mises en jeu lors du fonctionnement de la pile.
- Relier la quantité de matière d'électrons échangés n_{e^-} à la quantité de matière d'ions $n_{\text{Al}^{3+}}$ aluminium formés.
- Lors du fonctionnement, la quantité de matière d'ions aluminium formés vaut $n_{\text{Al}^{3+}} = 7,5 \times 10^{-2}$ mol.
En déduire la capacité Q de la pile.
- En déduire la durée totale Δt de fonctionnement de la pile jusqu'à usure complète.

58 Variation de masse des électrodes

Effectuer un calcul

On réalise une pile mettant en jeu les deux couples oxydant-réducteur $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$. La réaction mise en jeu lors du fonctionnement de la pile est :



La masse de l'électrode de nickel a diminué de $m = 0,15$ g en une durée $\Delta t = 1$ h 30 min de fonctionnement de la pile débitant une intensité I constante.

- Écrire les deux demi-équations mises en jeu lors du fonctionnement de la pile.
- Quelle est la quantité de matière n_{Ni} perdue par l'électrode de nickel ? En déduire la quantité de matière d'électrons échangés n_{e^-} lors du fonctionnement de la pile.
- En déduire la valeur de I .

Pour info

Le docteur William Cruickshank, chimiste et chirurgien britannique, a inventé en 1802 la pile à auge, où les paires de plaque de zinc et de nickel (ou cuivre ou argent) sont « empilées » horizontalement et non verticalement comme dans la pile de Volta.

