

QCM

QCM

12 B

13 C

14 C

15 A

16 B

17 A

18 A et B

19 C

20 A et B

21 A

22 C

23 C

24 A et B

Choisir la ou les bonnes réponses. En cas d'erreur, revoir le paragraphe du cours associé.

hatier-clc.fr/pct189

A

B

C

Équilibre chimique

Cours 1 p. 182

12	Pour une transformation non totale en fin de réaction :	tous les réactifs sont présents et un produit est limitant.	tous les réactifs et produits sont présents.	tous les produits sont présents et un réactif est limitant.
13	Le taux d'avancement d'une réaction est toujours :	strictement inférieur à 1.	strictement supérieur à 1.	compris entre 0 et 1 inclus.

Évolution d'un système chimique

Cours 2 p. 183

14	Le quotient de réaction Q_r en solution aqueuse :	peut être négatif.	est toujours supérieur à 1.	peut être nul.
15	Pour une pile Daniell d'équation de fonctionnement : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$	$Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$	$Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$	$Q_r = \frac{[\text{Cu}][\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{Zn}]}$
16	La constante d'équilibre a une valeur qui peut dépendre :	des quantités de réactifs introduits.	de la température.	de Q_r .
17	Quand un système évolue de façon spontanée :	Q_r tend vers $K(T)$.	Q_r tend vers 0.	Q_r tend vers l'infini.

La pile électrochimique, siège de transformations spontanées

Cours 3 p. 185

18	À la borne positive d'une pile, il y a :	un gain d'électrons.	une réduction.	une oxydation.
19	Si on relie les électrodes d'une pile par un fil conducteur, la pile est le siège d'une circulation :	d'électrons.	d'atomes.	d'ions.
20	La capacité d'une pile dépend :	de sa durée de fonctionnement.	de la quantité d'électrons échangés.	de sa tension à vide.

Pour les exercices 21 à 23, on considère une pile Daniell dont l'équation de fonctionnement est :



21	Sa borne positive est :	la lame de cuivre.	la lame de zinc.	la solution de zinc.
22	Sa borne négative :	reçoit des électrons du pont salin.	reçoit des cations du pont salin.	reçoit des anions du pont salin.
23	Pour 0,20 mol de cuivre formé :	0,10 mol d'électrons sont échangés.	0,20 mol d'électrons sont échangés.	0,40 mol d'électrons sont échangés.

Oxydants et réducteurs

Cours 4 p. 187

24	Le strontium Sr est un atome de la deuxième colonne du tableau périodique.	Il fait partie du bloc s.	C'est un réducteur.	C'est un oxydant.
----	--	---------------------------	---------------------	-------------------

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 spontané du système.



La bauxite est un minéral contenant des oxydes de fer et d'aluminium, son traitement permet d'en extraire de l'aluminium métallique.

Analyser SES ERREURS

Rédaction (O, O et O)

Chaque réponse doit être introduite par une phrase.

Cohérence

L'équation ne vérifie pas l'équilibre des charges. Les demi-équations d'oxydoréduction doivent être ajustées pour que le même nombre d'électrons soit échangé.



Un exemple de mauvaise réponse

- $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$ et $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{Al} = \text{Fe} + \text{Al}^{3+}$
- $Q_r = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Al}^{3+}]} = \frac{2,5 \times 10^{-1}}{2,5 \times 10^{-1}} = 1,0$
 Q_r est inférieur à K : sens direct.

Cohérence

Le quotient de réaction doit s'écrire avec les concentrations des produits au numérateur et celles des réactifs au dénominateur affectées d'une puissance égale à leur coefficient stœchiométrique.

Connaissance du cours

Les deux demi-équations sont écrites dans le même sens : il n'y a pas d'échange d'électrons possible.

Notations

- Le signe égal est à réserver aux demi-équations.
- Ne pas oublier les états physiques en indices (aq, ℓ, s).

Acquérir LES BONS RÉFLEXES



Un exemple de bonne réponse

- À l'extérieur de la pile, dans le circuit électrique, les électrons circulent de la borne négative vers la borne positive. À la borne positive, il y a un gain d'électrons donc une réduction des ions fer : $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}_{(\text{s})}$
 À la borne négative, il y a une perte d'électrons donc une oxydation du métal d'aluminium : $\text{Al}_{(\text{s})} = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^-$
- À l'aide des demi-équations :
 $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}_{(\text{s})} \quad \times 3$
 $\text{Al}_{(\text{s})} = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^- \quad \times 2$
 $3 \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Al}_{(\text{s})} \rightleftharpoons 3 \text{Fe}_{(\text{s})} + 2 \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$
- Calcul du quotient de réaction initial :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3} = \frac{(2,5 \times 10^{-1})^2}{(2,5 \times 10^{-1})^3} = 4,0$$

Le quotient de réaction est inférieur à la constante d'équilibre, le système va donc évoluer dans le sens direct : disparition des ions fer et la formation d'ions aluminium.

Validation

du résultat

La conclusion est cohérente avec le sens d'écriture des demi-équations et donc la polarité de la pile.

► Cours 2 p. 183

Cohérence

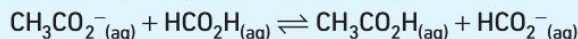
Toute équation chimique nécessite de vérifier la conservation de la matière et l'équilibre des charges. Il faut respecter les symboles conventionnels.

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 éthanóïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$;
- 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 $K = 10$.



Le venin des abeilles contient de l'acide méthanoïque qui réagit avec l'eau de la peau.

- 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.

- a** La quantité de matière de chaque espèce introduite est la même :

$$n_0 = c_0 V_0 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol. Le volume total vaut } 4V_0.$$

La concentration initiale de chaque espèce chimique vaut donc :

$$\frac{n_0}{4V_0} = \frac{c_0}{4} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{On en déduit } Q_{r,i} = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_i [\text{HCO}_2^-]_i}{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_i [\text{HCO}_2\text{H}]_i} = \frac{2,50 \times 10^{-2} \times 2,50 \times 10^{-2}}{2,50 \times 10^{-2} \times 2,50 \times 10^{-2}} = 1,0.$$

- b** $Q_{r,i} < K$ donc la réaction se produit dans le sens direct.

- c** On construit le tableau d'avancement ci-dessous.

$\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{HCO}_2\text{H}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{HCO}_2^-(\text{aq})$					
Avancement	Quantité de matière...	...de $\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq})$	...de $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$	...de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq})$	...de $\text{HCO}_2^-(\text{aq})$
0	...apportée	n_0	n_0	n_0	n_0
x	...en cours	$n_0 - x$	$n_0 - x$	$n_0 + x$	$n_0 + x$
$x_f = x_{\text{eq}}$	...finale	$n_0 - x_{\text{eq}}$	$n_0 - x_{\text{eq}}$	$n_0 + x_{\text{eq}}$	$n_0 + x_{\text{eq}}$

- d** À l'équilibre, $Q_{r,\text{eq}} = K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]_{\text{eq}} [\text{HCO}_2^-]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]_{\text{eq}} [\text{HCO}_2\text{H}]_{\text{eq}}}$

$$K = \frac{\frac{n_0 + x_{\text{eq}}}{V} \times \frac{n_0 + x_{\text{eq}}}{V}}{\frac{n_0 - x_{\text{eq}}}{V} \times \frac{n_0 - x_{\text{eq}}}{V}} = \frac{(n_0 + x_{\text{eq}})^2}{(n_0 - x_{\text{eq}})^2}$$

$$\text{soit } \sqrt{K} = \frac{n_0 + x_{\text{eq}}}{n_0 - x_{\text{eq}}} \text{ d'où } n_0 \sqrt{K} - x_{\text{eq}} \sqrt{K} = n_0 + x_{\text{eq}}$$

$$\text{et } n_0(\sqrt{K} - 1) = x_{\text{eq}}(\sqrt{K} + 1)$$

$$\text{donc } x_{\text{eq}} = \frac{\sqrt{K} - 1}{\sqrt{K} + 1} n_0 = \frac{\sqrt{10} - 1}{\sqrt{10} + 1} \times 2,5 \times 10^{-3} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

- e** La valeur de x_{max} est déterminée en supposant que la transformation est totale à l'état final : $2,5 \times 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$ donc $2,5 \times 10^{-3} = x_{\text{max}}$.

$$\text{Le taux d'avancement final est égal à } \tau_f = \frac{x_{\text{eq}}}{x_{\text{max}}} = \frac{1,3 \times 10^{-3}}{2,5 \times 10^{-3}} = 0,52 = 52 \text{ \%}.$$

Aide n° 1

Attention à l'effet de dilution des solutions.

Aide n° 2

Pour déterminer le sens d'évolution spontanée d'une réaction chimique, il faut comparer le quotient de réaction et la constante d'équilibre.

► Cours 2 p. 183

Aide n° 3

Attention, toutes les espèces sont présentes à l'état initial.

Aide n° 4

À l'équilibre, le quotient de réaction est égal à la constante d'équilibre : on en déduit une équation dont l'inconnue est x_{eq} .

► Cours 2 p. 183

À votre tour

► Exercice 40 p. 195

27 Mouvement des charges dans une pile cuivre-fer

La pile cuivre-fer est réalisée à partir d'une demi-pile de cuivre constituée d'une solution aqueuse de concentration $c_1 = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions cuivre et d'une demi-pile de fer constituée d'une solution aqueuse de concentration $c_2 = 0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions fer (II).

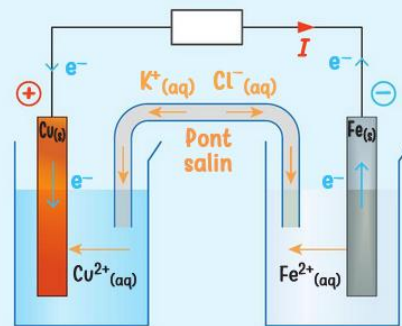
Lorsque la pile débite un courant à travers le dipôle ohmique, il se produit la réaction de constante d'équilibre $K = 1,9 \times 10^{37}$:



Donnée

Constante de Faraday (valeur absolue de la charge molaire des électrons) :

$$F = 9,65 \times 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$$



- Déterminer le quotient de réaction $Q_{r,i}$ dans l'état initial. En déduire le sens d'évolution de la transformation.
- Écrire les demi-équations des réactions d'oxydo-réduction se produisant aux électrodes.
- Le mouvement des ions et des électrons sur le schéma est-il cohérent avec ces demi-équations ?
- Justifier le sens du courant indiqué sur le circuit.
- Comment évolue la concentration en ion fer dans la demi-pile de fer ? Justifier le mouvement des ions venant du pont salin.
- Si le pont salin est retiré, quelle est l'intensité du courant électrique traversant le dipôle ohmique ?
- La solution de cuivre (II) a un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ et le fer est en excès. Calculer la capacité Q de la pile.

- a** Le quotient de réaction dans l'état initial vaut :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Fe}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i} = \frac{c_2}{c_1} = \frac{0,30}{0,20} = 1,5$$

$Q_{r,i}$ est inférieur à K , la réaction se produit dans le sens direct.

- b** Les demi-équations de réaction d'oxydoréduction se produisant sont :

- $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$ pour la demi-pile de cuivre ;
- $\text{Fe}_{(\text{s})} = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$ pour la demi-pile de fer.

- c** Sur l'électrode de cuivre, il y a un dépôt de cuivre qui correspond à une oxydation des ions cuivre qui réagissent avec deux électrons. C'est cohérent avec le schéma sur lequel on voit que les ions Cu^{2+} et les électrons e^- convergent vers l'électrode de cuivre.
Sur l'électrode de fer, il y a une réduction du fer, les ions fer sont libérés ainsi que deux électrons. C'est cohérent avec le schéma car les ions Fe^{2+} et les électrons e^- partent de l'électrode de fer.

- d** Les électrons sont libérés à l'extérieur de la pile, dans le circuit, par l'électrode de fer (borne négative) vers l'électrode de cuivre (borne positive). Le courant circule de la borne positive vers la borne négative (sens contraire des électrons).

- e** La concentration en ions fer (II) augmente, les ions chlorure chargés négativement viennent rétablir la neutralité électrique de la solution.

- f** Sans pont salin, le circuit électrique est ouvert, les électrons ne peuvent plus circuler car les ions ne circulent plus, ce qui bloque la réaction. L'intensité du courant est donc nulle.

- g** La constante d'équilibre K est très supérieure à 10^4 , la réaction est donc totale et $x_f = x_{\text{max}} = c_1 V_1 = 0,010 \text{ mol}$. Le nombre d'électrons échangés est $z = 2$. On en déduit la capacité de la pile : $Q = x_f z F = 1,9 \times 10^3 \text{ C}$.

Aide n° 1

Comparer le quotient de réaction à la constante d'équilibre.

► Cours 2 p. 183

Aide n° 2

Le sens d'évolution de la transformation permet d'écrire les demi-équations de réaction.

► Cours 2 p. 183

Aide n° 3

Il faut mettre en correspondance les demi-équations d'oxydoréduction aux électrodes et les observations sur le schéma.

Aide n° 4

Le mouvement des électrons est à l'inverse du sens du courant.

Aide n° 5

Si $K > 10^4$, on peut considérer une transformation comme totale.

► Cours 3 p. 185

À votre tour

► Exercice 51 p. 196

28 Pile à combustible dans une station spatiale

Le principe de la pile à combustible est le suivant : une réaction électrochimique contrôlée, entre du dihydrogène et le dioxygène de l'air, produit simultanément de l'électricité, de l'eau et de l'énergie thermique.

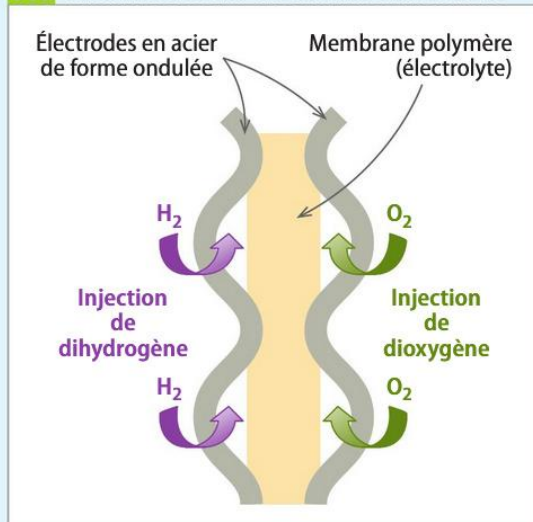
Cette réaction s'opère au sein d'une cellule élémentaire composée de deux électrodes, de forme ondulée, séparées par un électrolyte (doc.).

L'électrolyte est constitué d'une membrane polymère échangeuse de protons H^+ .

Une pile à combustible est un empilement de 170 cellules élémentaires identiques. Une masse initiale $m = 3,0$ kg de dihydrogène est placée dans un réservoir. L'intensité du courant circulant dans chaque cellule élémentaire est constante : $I = 120$ A.

Adapté du sujet de Bac Métropole, 2010.

Doc. Schéma d'une des 170 cellules élémentaires



Données

- Constante de Faraday (valeur absolue de la charge molaire des électrons) :

$$F = Q_m = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Couples d'oxydoréduction mis en jeu dans la réaction : $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ et $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$

- Écrire les demi-équations à chaque électrode quand la pile débite. Préciser pour chaque réaction s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
- Calculer la quantité de matière totale disponible de dihydrogène $n_{H_2,R}$ dans le réservoir.
En déduire la quantité de matière disponible $n_{H_2,C}$ pour chaque cellule.
- Exprimer la capacité Q d'une cellule élémentaire en fonction de l'intensité I qui circule dans cette cellule et de la durée Δt de son fonctionnement.
- On note n_{e^-} la quantité de matière d'électrons échangés pendant Δt . Donner l'expression de Q en fonction de n_{e^-} et F .
- Établir la relation entre n_{e^-} et la quantité de matière $n_{H_2,C}$.
- Calculer la durée de fonctionnement d'une cellule, égale à celle de la pile lorsque le réservoir est vide.

Aide n° 1

Les demi-équations d'oxydoréduction doivent être équilibrées avec un ordre précis, atomes autres que H et O, oxygènes avec H_2O , hydrogènes avec H^+ puis charges avec e^- .

Aide n° 2

On pensera à vérifier l'homogénéité des expressions. On rappelle que $1 \text{ A} = 1 \text{ C} \cdot \text{s}^{-1}$.

► Fiche 5 p. 601

Aide n° 3

Exploiter les coefficients stœchiométriques de la demi-équation.

► Cours 3 p. 185

À votre tour

► Exercice 57 p. 197

- Lorsque la pile débite du courant, les demi-équations sont les suivantes :



- La quantité de matière de dihydrogène dans le réservoir vaut

$$n_{H_2,R} = \frac{m}{M_{H_2}} = \frac{3,0}{2,0 \times 10^{-3}} = 1,5 \times 10^3 \text{ mol.}$$

Elle est répartie sur les 170 cellules donc $n_{H_2,C} = \frac{1,5 \times 10^3}{170} = 8,8 \text{ mol.}$

- Si l'intensité du courant est constante, alors $Q = I \times \Delta t$.

- Par définition de la constante de Faraday F : $Q = n_{e^-} \times F$.

- La stœchiométrie de la demi-équation d'oxydation prouve que $n_{e^-} = 2n_{H_2,C}$.

- Comme $Q = I \times \Delta t = n_{e^-} \times F$

$$\Delta t = \frac{n_{e^-} \times F}{I} = \frac{2 \times n_{H_2,C} \times F}{I}$$

$$\Delta t = \frac{2 \times 8,8 \times 9,65 \times 10^4}{120} = 1,4 \times 10^4 \text{ s} = 3,9 \text{ h}$$