

Année universitaire 2003-2004.
Université du Sud Toulon-Var
Formation continue.
DAEU B.

Epreuve de Chimie n° 2.

Samedi 27 mars 2004.

Durée : deux heures.

**ATTENTION : l' étudiant traitera AU CHOIX, soit l' EXERCICE n° 3, soit
l' EXERCICE n° 4.
TOUS LES AUTRES EXERCICES SONT OBLIGATOIRES.**

Il est demandé de rédiger en exprimant, de façon succincte, mais intelligible, le raisonnement scientifique suivi pour résoudre les questions.

Les points sont répartis de façon quasi uniforme sur l' ensemble des questions.

Les données physiques nécessaires à la résolution des exercices sont réunies en fin de sujet.

Exercice 1.

On fait réagir une solution aqueuse d' acide chlorhydrique, $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$, sur le métal aluminium, Al.

1.1. Ecrire la demi-équation d' oxydation.

1.2. Ecrire la demi-équation de réduction. On pourra dans un premier temps équilibrer avec le couple H^+ / H_2 , puis passer ensuite au couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$.

1.3. Ecrire l' équation bilan de la réaction en faisant apparaître nettement les réactifs et les produits. On nommera les réactifs, ainsi que les produits formés lors de la réaction.

1.4. On attaque une masse m d' aluminium, égale à 0,75 g, par 200 mL d' une solution aqueuse d'acide chlorhydrique, de concentration égale à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Calculer le nombre de moles initial d' aluminium, Al, ainsi que le nombre de moles initial d' ions hydronium, H_3O^+ .

1.5. Donner la composition finale, en nombre de moles, du milieu réactionnel, et préciser le volume de dihydrogène, H_2 , dégagé, volume mesuré dans les CNTP, conditions normales de température et de pression.

Exercice 2.

On veut constituer une pile utilisant les couples redox suivants : Ag^+ / Ag et $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$.

On travaille dans les conditions standard, c° est à dire à $T = 298 \text{ K}$, $P = 1 \text{ bar}$ (1000 hPa) et pour des concentrations initiales en cations métalliques égales à 1 mol.L^{-1} .

2.1. Faire un schéma du dispositif en faisant figurer, en plus des deux compartiments de la pile (électrode métallique et solution) : un ampèremètre, un voltmètre, un interrupteur, une résistance R , un pont salin, les fils de connexion.

2.2. Préciser sur le schéma : l' anode, la cathode, le pôle positif, le pôle négatif, le sens de déplacement des électrons à travers le circuit, le sens conventionnel du courant, une fois que la pile débite.

2.3. Indiquer l' électrode où a lieu l' oxydation. Ecrire la demi-équation d' oxydation qui intervient.

2.4. Indiquer l' électrode où a lieu la réduction. Ecrire la demi-équation de réduction qui intervient.

2.5. Ecrire le bilan chimique de la pile.

Chaque compartiment a un volume égal à 100 mL. Chaque électrode métallique a, au départ, une masse de 50 g.

2.6. Quelle sera l' augmentation de masse de la cathode, une fois que la pile aura cessé de fonctionner par épuisement d' un des compartiments ?

2.7. Quelle sera la diminution de masse de l' anode, une fois que la pile aura cessé de fonctionner par épuisement d' un de ses compartiments ?

2.8. Quelle sera la valeur finale de la concentration en cation métallique, exprimée en mol.L^{-1} , du compartiment anodique ?

2.9. Quelle sera la valeur finale de la concentration en cation métallique, exprimée en mol.L^{-1} , du compartiment cathodique ?

Exercice 3. EXERCICE A TRAITER AU CHOIX.

On veut réaliser un dépôt d' argent, Ag, sur une gourmette en acier. On utilise la technique de l' électrolyse à anode soluble.

3.1. Faire un schéma du montage à réaliser, sachant que l' électrolyte utilisé est une solution aqueuse de nitrate d' argent, $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$. Le circuit comprendra, outre le bain électrolytique de nitrate d' argent, la gourmette en acier, l' anode en argent, un ampèremètre, un voltmètre, un interrupteur, une résistance R.

3.2. Ecrire la demi-équation chimique qui intervient à chaque électrode. Préciser où a lieu l' oxydation et où a lieu la réduction.

3.3. Ecrire le bilan chimique de l' électrolyse. Que peut-on en conclure très simplement ?

On veut déposer 100 mg d' argent sur la gourmette. L' intensité I du courant continu d' électrolyse est fixée à 50 mA.

3.4. Quelle sera la durée, exprimée en secondes, de cette électrolyse ?

Exercice 4. EXERCICE A TRAITER AU CHOIX.

On veut doser une solution aqueuse de diiode, I_2 , par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium, $2 \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

4.1. Faire un schéma du montage à réaliser. On utilisera, au niveau du matériel, une burette graduée, un erlenmeyer, un turbulent, un agitateur magnétique.

4.2. Ecrire l' équation chimique du dosage en la décomposant en demi-équation d' oxydation et demi équation de réduction.

La prise d' essai de la solution de diiode est égale à 20 mL.

Le volume de solution aqueuse de thiosulfate de sodium versé à l' équivalence est égal à 18,3 mL.

La concentration de la solution aqueuse de thiosulfate de sodium est égale à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

4.3. Quelle est la valeur de la concentration, exprimée en mol.L^{-1} , de la solution aqueuse de diiode ?

Exercice 5.

5.1. Dessiner, à l'intérieur d'un cube fictif, la molécule de méthane, CH_4 . Préciser l'ordre de grandeur, en picomètres, de la longueur de la liaison Carbone-Hydrogène, ainsi que l'ordre de grandeur des angles (H,C,H).

5.2. Donner la formule semi-développée et, enfin, développée, des isomères du butane, de formule brute C_4H_{10} . On précisera le nom des isomères obtenus. On rappellera, à ce sujet, la définition du terme « isomères ».

Données physiques, nécessaires à la résolution des divers exercices :

I. Volume molaire des gaz, dans les conditions normales de température et de pression (273 K, 1013 hPa) : 22,4 L.

II. Masses molaires des éléments chimiques, exprimées en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$:
Ag : 108.

Al : 27.

III. Charge élémentaire de l'électron (donnée en valeur absolue), exprimée en coulombs, e :
 $1,6\cdot 10^{-19}$.

IV. Nombre d'AVOGADRO, N : $6,02\cdot 10^{23}$.

V. Echelle des potentiels standard, E° , des couples redox (exprimée en volts, V) :

Ag^+ / Ag : + 0,80.

I_2 / I^- : + 0,53.

$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: +0,10.

H^+ / H_2 ou $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$: 0,00. Par définition.

$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$: - 1,66.