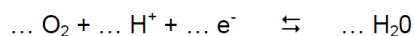
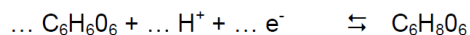


Exercice 1 : Extrait sujet 2012 n°35 – Antilles

3. Étude d'un conservateur alimentaire : l'acide ascorbique.

Dans les pâtes préparées, les industriels utilisent entre autres le conservateur E 300. Il s'agit de l'acide ascorbique ou vitamine C de formule brute $C_6H_8O_6$.

3.1 Recopier et compléter les demi-équations suivantes :



3.2 Écrire l'équation de la réaction spontanée ayant lieu en utilisant le tableau ci-dessous :

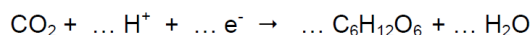
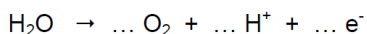
Oxydant	Réducteur	E° (en V)
O_2	H_2O	1,23
$C_6H_6O_6$	$C_6H_8O_6$	0,13

3.3 Justifier le fait que l'acide ascorbique soit qualifié d'« antioxydant ».

Exercice 2 : Extrait sujet n°33 –2001 Métropole-Antilles-Guyane

3. Chez les plantes, la synthèse chlorophyllienne produit du glucose. La photosynthèse est une réaction d'oxydoréduction faisant intervenir entre autres, les couples O_2 / H_2O et $CO_2 / C_6H_{12}O_6$.

3.1. Recopier les équations de demi-réactions suivantes puis ajuster les nombres stoechiométriques.



Exercice 3 : Extrait sujet n°32 -2011 Polynésie

4. Mise en évidence de l'éthanol.

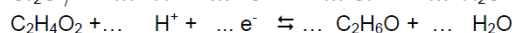
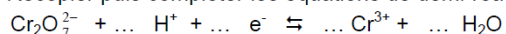
On veut vérifier la présence d'éthanol dans un jus après fermentation. Pour cela, on réalise une réaction d'oxydoréduction. On verse dans le jus (incolore) à tester une solution acidifiée de dichromate de potassium (orange). Le test est positif : le mélange final prend une coloration verte. Cette réaction est le principe de l'alcootest.

Les caractéristiques des deux couples d'oxydoréduction sont les suivantes :

Couples d'oxydoréduction	E° en V
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	1,33
$C_2H_4O_2 / C_2H_6O$	0,03

4.1. Expliquer pourquoi cette réaction d'oxydoréduction est spontanément possible.

4.2. Recopier puis compléter les équations de demi-réactions.



4.3. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction mise en jeu.

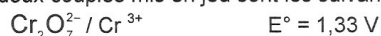
4.4. Expliquer l'utilité d'acidifier la solution de dichromate de potassium utilisée.

Exercice 4 : Extrait sujet n° 31- 2009 Nouvelle Calédonie

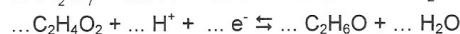
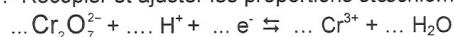
2. Dosage de l'éthanol dans une essence

2.1. L'alcool est oxydé par un excès de dichromate de potassium. On ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique. On agite pendant 30 minutes. On obtient une solution S.

Les deux couples mis en jeu sont les suivants:



2.1.1. Recopier et ajuster les proportions stœchiométriques des demi-réactions suivantes.

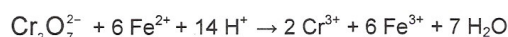


2.1.2. En déduire l'équation bilan de la réaction.

2.2. La solution S contient encore du dichromate de potassium.

On dose un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ de la solution S contenant les ions dichromate de concentration molaire C_1 par une solution contenant des ions Fe^{2+} (appelée sel de Mohr) de concentration molaire $C_2 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$.

La réaction du dosage est :



2.2.1. Faire un schéma annoté du dispositif expérimental du dosage.

2.2.2. Il faut verser un volume $V_{2E} = 18,6 \text{ mL}$ de la solution contenant les ions Fe^{2+} pour obtenir l'équivalence du dosage.

Établir la relation qui lie, à l'équivalence, les concentrations C_1, C_2 et les volumes V_1 et V_{2E} des réactifs du dosage.

2.2.3. Calculer la concentration molaire en dichromate de potassium de la solution S.

2.3. Dans les conditions du dosage, le nombre de moles d'alcool n contenues dans un litre d'essence répond à la formule :

$$n = \frac{3}{2} (1 - 1,5 \cdot C_1)$$

2.3.1. En appliquant cette formule, vérifier que le nombre de moles d'alcool contenues dans 1 L d'essence est $n = 0,80 \text{ mol}$.

2.3.2. Calculer la masse m d'alcool correspondante.

2.3.3. Donner la valeur v du volume d'alcool contenu dans 1 litre d'essence.

2.3.4. En déduire le pourcentage en volume d'alcool de cette essence.

2.3.5. Pour des raisons de sécurité, la réglementation autorise l'utilisation d'éthanol dans l'essence à raison de 5% en volume au maximum, sans modification des moteurs. Préciser si cette essence est conforme à la législation.

Données : Masses atomiques molaires en g.mol^{-1} : C = 12 ; O = 16 ; H = 1
Masse volumique de l'éthanol : $\rho = 790 \text{ kg.m}^{-3}$.

Exercice 5 : Extrait n°25 – 2009 Metropole

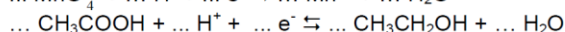
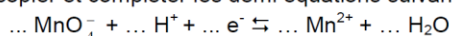
4. La fermentation acétique libère entre autre des alcools. Pour mettre en évidence la formation d'alcool, on utilise du permanganate de potassium.

4.1 Les ions permanganate, MnO_4^- sont de couleur violette. Les ions manganèse II, Mn^{2+} sont incolores. Donner 2 justifications de l'utilisation d'une solution de permanganate de potassium pour mettre en évidence l'éthanol.

Extrait de la classification des couples oxydant réducteur :

Oxydant	Réducteur	E° (en V)
MnO_4^-	Mn^{2+}	1,51
$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$	0,03

4.2 Recopier et compléter les demi équations suivantes :



4.3 Écrire l'équation bilan de la réaction d'oxydation de l'éthanol.

4.4 Ce type de réaction nécessite en général l'ajout d'acide sulfurique. Justifier la nécessité de cet ajout.

4.5 Expliquer pourquoi l'ajout d'acide sulfurique est inutile dans le cas du jus d'ensilage.