

ENTRAINEMENT PHYSIQUE-CHIMIE TS



Méthode pour écrire une équation d'oxydoréduction

Alcootest : transformation entre l'éthanol et les ions dichromate

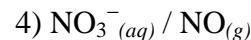
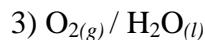
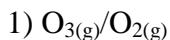


Orange Vert

À retrouver sur <http://labolycee.org/lpolo/Comp-C-A-Oxydoreduction/index.html>

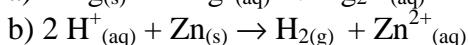
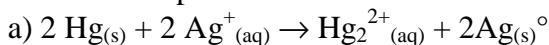
Exercice 1 : Couples rédox

Écrire les ½-équations des couples Oxydant/Réducteur suivants :



Exercice 2 : Identifier des couples Ox/rédu

Identifier les couples ox/rédu et écrire les demi-équations dans le sens où elles se produisent.



Exercice 3 : Réactions d'oxydoréduction avec le fer par action d'un acide

Écrire les demi-équations électroniques puis l'équation de la réaction qui se produit entre :

1) le fer métallique et les ions $\text{H}^+{}_{(\text{aq})}$ de l'acide chlorhydrique conduisant à la formation d'ions Fe^{2+} .

2) le fer métallique et les ions NO_3^- de l'acide nitrique conduisant à un dégagement de monoxyde d'azote.

Données : couples redox $\text{Fe}^{2+}{}_{(\text{aq})}/\text{Fe}_{(\text{s})}$; $\text{H}^+/\text{H}_2{}_{(\text{g})}$; $\text{NO}_3^-{}_{(\text{aq})}/\text{NO}_{(\text{g})}$;

Exercice 4 : Action de l'acide chlorhydrique sur de l'aluminium

SANS CALCULATRICE

On introduit une masse $m_1 = 0,270$ g de poudre d'aluminium dans un volume $V_2 = 24$ mL de solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+{}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-{}_{(\text{aq})}$) de concentration $c_2 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$. Des ions aluminium (III) $\text{Al}^{3+}{}_{(\text{aq})}$ se forment et du dihydrogène $\text{H}_2{}_{(\text{g})}$ se dégage.

1) Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation observée.

2) Quelle espèce chimique joue le rôle d'oxydant ? de réducteur ?

3) Quelle espèce chimique est oxydée ? réduite ?

4) Compléter littéralement le tableau d'avancement ci-dessous.

	Avancement	→		
État initial	$x = 0$	$n_1 =$	$n_2 = c_2 \cdot V_2$	
État intermédiaire	x			$3x$
État final	x_{\max}			

En déduire la composition finale en quantité de matière (exprimée en mmol) du système étudié.

5) Quel est le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions de l'expérience à la température de 20°C sous la pression de 1,0 bar ? Aide au calcul : $12 \times 8,31 \times 293 = 29217,96$

Données : Couples Ox/rédu $\text{Al}^{3+}{}_{(\text{aq})} / \text{Al}_{(\text{s})}$ $\text{H}^+{}_{(\text{aq})} / \text{H}_2{}_{(\text{g})}$

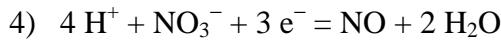
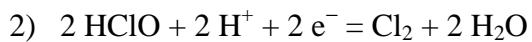
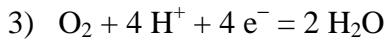
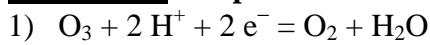
Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ Pa.m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

1 bar = 10^5 Pa

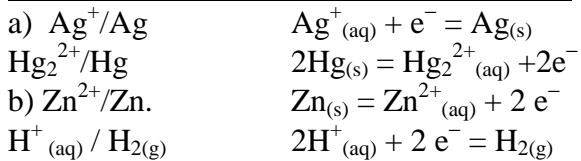
$M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g.mol}^{-1}$

ENTRAINEMENT- Correction

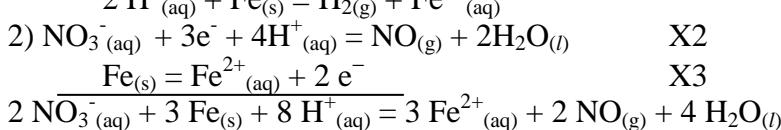
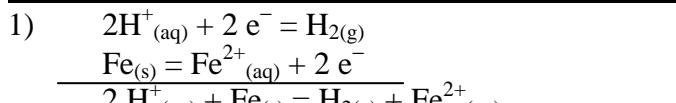
Exercice 1 : Couples redox



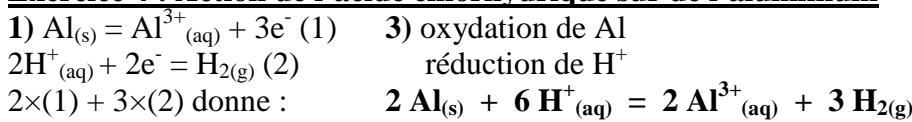
Exercice 2 : Identifier des couples Ox/rédu



Exercice 3 : Réactions d'oxydoréduction avec le fer par action d'un acide



Exercice 4 : Action de l'acide chlorhydrique sur de l'aluminium



2) L'aluminium $Al_{(s)}$ cède des électrons, c'est le réducteur. H^+ gagne un électron, c'est l'oxydant.

4)	$2 Al_{(s)}$	$+ 6 H^+_{(aq)}$	$= 2 Al^{3+}_{(aq)}$	$+ 3 H_{2(g)}$
État initial	$n_1 = \frac{m_1}{M(Al)}$	$n_2 = c_2 \cdot V_2$	0	0
État intermédiaire	$n_1 - 2x$	$n_2 - 6x$	$2x$	$3x$
Etat final	$n_1 - 2x_{max}$	$n_2 - 6x_{max}$	$2x_{max}$	$3x_{max}$

Si l'aluminium est le réactif limitant : $n_1 - 2x_{max} = 0$ donc $x_{max} = \frac{n_1}{2} = \frac{m_1}{2M(Al)}$
 $x_{max} = \frac{0,270}{2 \times 27,0} = \frac{27,0 \times 10^{-2}}{2 \times 27,0} = 5,00 \text{ mmol}$

Si l'ion hydrogène est le réactif limitant : $n_2 - 6x_{max} = 0$ donc $x_{max} = \frac{n_2}{6} = \frac{c_2 \cdot V_2}{6}$
 $x_{max} = \frac{1,00 \times 0,024}{6} = 4,0 \text{ mmol}$

L'ion H^+ donnant le plus petit avancement final est le réactif limitant.

Composition finale du système chimique : $n_{Al} = n_1 - 2x_{max} = \frac{m_1}{M(Al)} - 2x_{max}$

$$n_{Al} = \frac{0,270}{27,0} - 8,0 \times 10^{-3} = \frac{27,0 \times 10^{-2}}{27,0} = 10,0 \cdot 10^{-3} - 8,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,0 \text{ mmol}$$

$n_{H^+} = 0$ mmol le réactif limitant est totalement consommé.

$$n_{Al^{3+}} = 2x_{max} = 8,0 \text{ mmol}$$

$$n_{H_2} = 3x_{max} = 12,0 \text{ mmol}$$

$$5) V(H_2) = (n_{H_2} \cdot R \cdot T) / P = (12,0 \times 10^{-3} \times 8,31 \times 293) / (1,0 \times 10^5) = 2,9 \times 10^{-4} \text{ m}^3 = 0,29 \text{ L.}$$