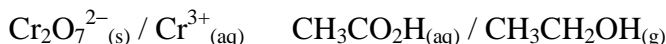


ENTRAINEMENT PHYSIQUE-CHIMIE TS

Méthode pour écrire une équation d'oxydoréduction

Alcootest : transformation entre l'éthanol et les ions dichromate



Orange Vert

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



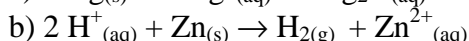
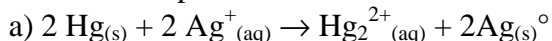
Exercice 1 : Couples rédox

Écrire les 1/2-équations des couples Oxydant/Réducteur suivants :



Exercice 2 : Identifier des couples Ox/réd

Identifier les couples ox/réd 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 $c_2 = 1,00$ 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/réd $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$ $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$

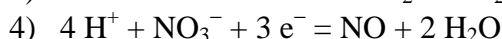
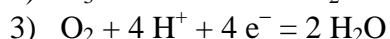
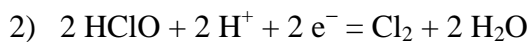
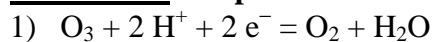
Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

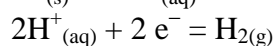
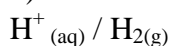
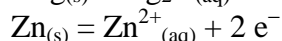
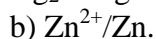
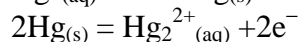
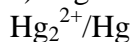
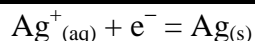
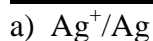
$M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

ENTRAINEMENT- Correction

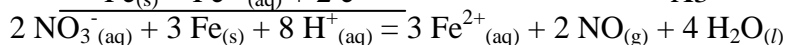
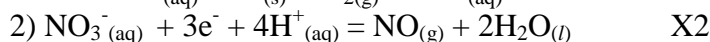
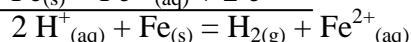
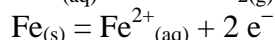
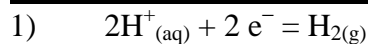
Exercice 1 : Couples redox



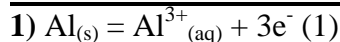
Exercice 2 : Identifier des couples Ox/réd



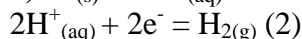
Exercice 3 : Réactions d'oxydoréduction avec le fer par action d'un acide



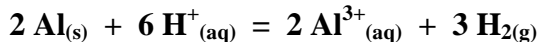
Exercice 4 : Action de l'acide chlorhydrique sur de l'aluminium



3) oxydation de Al

réduction de H^+

2×(1) + 3×(2) donne :

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
État 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 : $n_{Al} = n_1 - 2x_{max} = \frac{m_1}{M(Al)} - 2x_{max}$

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

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