

L'oxydoréduction: action des solutions acides sur les métaux; le couple rédox H₂/H⁺

Résumé de cours:

- La formule H₃O⁺ + Cl⁻ ou H⁺ + Cl⁻ représente la solution d'acide chlorhydrique.
- La formule 2H₃O⁺ + SO₄²⁻ ou 2H⁺ + SO₄²⁻ représente la solution diluée d'acide sulfurique.
- Les solutions acides contiennent des ions hydronium H₃O⁺ (notés plus simplement ions hydrogène H⁺) en quantité importante.
- Les solutions d'acide chlorhydrique et d'acide sulfurique diluées et froides attaquent certains métaux tels que le zinc et le fer. Ces métaux réducteurs sont oxydés en cations métalliques (ion zinc Zn²⁺ ou Fe²⁺) par les ions hydrogène H⁺ de ces solutions. Les ions hydrogène sont alors réduits à l'état de dihydrogène.
- Dans certaines conditions, il est possible d'oxyder le dihydrogène H₂ à l'état d'ions hydrogène H⁺ ou de réduire ces ions en dihydrogène. Il existe donc un couple rédox H⁺/H₂ auquel correspond la demi-équation électronique: $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$

Exercice résolu:

Un clou en fer de masse m = 6,72 g est plongé dans un volume V = 80mL d'une solution diluée d'acide sulfurique de concentration c = 1,5mol. L⁻¹.

La réaction terminée, on ajoute dans la solution obtenue un peu de solution d'hydroxyde de sodium ou soude, un précipité apparaît.

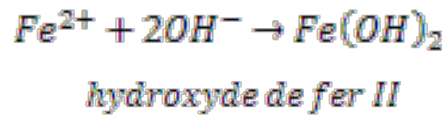
- 1) Quelle est la nature de ce précipité?
- 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de précipitation.
- 3) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction entre le fer et les ions H⁺ de la solution d'acide sulfurique.
- 4) Le clou a-t-il complètement disparu?
- 5) Calculer le volume de gaz dégagé si, dans les conditions de l'expérience, le volume est: V_m = 24,0 L.mol⁻¹; M_{Fe} = 56 g.mol⁻¹.

Réponses:

1) La réaction entre le fer et la solution d'acide sulfurique fournit un dégagement de dihydrogène et entraîne la formation de cations Fe²⁺.

Le précipité qui apparaît quand on ajoute la solution d'hydroxyde de sodium dans la solution finale est de l'hydroxyde de fer II. Il s'agit d'un précipité gélatineux vert.

2) L'équation-bilan de la réaction de précipitation, en ne faisant figurer que les ions qui s'éliminent de la solution, est:



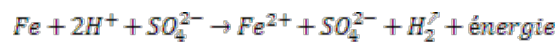
3) Au cours de la réaction entre le fer et la solution d'acide sulfurique il y a:

Oxydation du fer: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^{-}$

Et réduction des ions H^{+} : $2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightarrow \text{H}_2$

L'équation-bilan s'écrit: $\text{Fe} + 2\text{H}^{+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + \text{énergie}$

Cette dernière équation-bilan traduit la réaction spontanée d'oxydoréduction qui s'est effectuée. En faisant figurer les ions sulfate spectateurs l'équation-bilan s'écrit:



4) Calculons la quantité de matière fer dans le clou. $n_{\text{Fe}} = \frac{6,72}{56} = 0,12\text{mol}$

Déterminons maintenant la quantité, en moles, d'ions H^{+} dans la solution d'acide sulfurique de concentration c.

Or, $[\text{H}^{+}] = \frac{n_{\text{H}^{+}}}{V}$ donc $n_{\text{H}^{+}} = [\text{H}^{+}] \cdot V$

$V = 80 \text{ mL} = 80 \cdot 10^{-3} \text{ L}$, $n_{\text{H}^{+}} = 3,0 \times 80 \times 10^{-3} = 0,24\text{mol}$

Rappelons l'équation-bilan de la réaction: $\text{Fe} + 2\text{H}^{+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + \text{énergie}$

Pour que les proportions soient stœchiométriques il faut que $n_{\text{H}^{+}} = 2n_{\text{Fe}}$ ce qui est bien le cas vu que

$$n_{\text{Fe}} = 0,12\text{mol} \text{ et } n_{\text{H}^{+}} = 0,24\text{mol}$$

Les proportions étant stœchiométriques il y a disparition complète du clou.

5) Le nombre de moles de dihydrogène formé est égal au nombre de moles de fer consommé (d'après l'équation-bilan). Le nombre de moles de dihydrogène formé est donc de 0,12mol.

Volume de dihydrogène formé = V'

$$V' = V_m \times n_{\text{H}_2} = 24,0 \times 0,12 = 2,9\text{L}$$

Exercices proposés:

Exercice I: L'acide sulfurique dilué réagit avec le métal zinc.

1) Ecrire les deux demi-équations électroniques de la réaction, puis l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction.

2) Réécrire cette équation-bilan en tenant compte des ions spectateurs. Nommer les produits de la réaction.

3) Quel solide récupère-t-on quand on évapore l'eau du milieu réactionnel?

Exercice II: Le Fer réagit avec une solution d'acide chlorhydrique.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Quelle masse de fer faut-il ajouter à un litre d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ (solution dite décimolaire) pour que les proportions soient stœchiométriques?
- 3) Déterminer le volume de dihydrogène obtenu, dans les conditions normales de température et de pression pour lesquelles le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

Réponse: 2) $m_{\text{Fe}} = 2,8 \text{ g}$

Exercice III: On désire préparer du dihydrogène par réaction entre l'acide sulfurique dilué et le zinc.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Voulant obtenir 12L de dihydrogène (mesuré à 20°C sous une pression de 76cm de mercure), quelle masse de zinc doit-on utiliser? Le volume molaire dans ces conditions vaut $24,0 \text{ L.mol}^{-1}$

Exercice IV: Une solution d'acide chlorhydrique est versée dans un tube à essais contenant 1,31g de poudre de zinc .

Le zinc disparaît complètement au bout de quelques minutes.

- 1) On fait alors agir une solution d'hydroxyde de sodium sur une partie de la solution obtenue. Expliquer les observations effectuées au cours de cet ajout. Quel est le but de cette expérience?
- 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre le zinc et la solution d'acide chlorhydrique.
- 3) a) Quelle est la quantité de matière zinc utilisée initialement?
b) Déduire de ce résultat la quantité de matière de dihydrogène formée.
c) Quel est alors le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions où le volume molaire est $24,0 \text{ L.mol}^{-1}$.

Réponses: 3) a) $n_{\text{Zn}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$

b) $n_{\text{H}_2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$

c) $V_{\text{H}_2} = 0,48 \text{ L}$

Exercice V: On verse sur un clou en fer de masse 0,44g un volume de 20mL d'une solution molaire d'acide chlorhydrique ($c = 1 \text{ mol.L}^{-1}$)

- 1) Indiquer l'équation-bilan de la réaction et préciser les deux couples rédox intervenant.
- 2) Le clou disparaît-il complètement?
- 3) En considérant que le volume de la solution finale vaut encore 20mL, déterminer la concentration molaire finale des ions fer II.