

## OXYDOREDUCTION SUITE

### VERIFICATION DES CONNAISSANCES

On notera ici que les outils ne sont pas précisés du fait qu'il s'agit simplement de vérifier la compréhension du cours.

1. Donne la définition de la réaction d'oxydo-réduction.
2. Complète les phrases suivantes tirées de ton cours :
  - Une oxydation est .....
  - Un oxydant est .....
  - Un oxydant se ..... alors qu'un réducteur .....
  - Une réaction d'oxydoréduction est une.....
3. Qu'appelle-t-on couple redox ? Donnes-en un exemple.
4. Explique comment a-t-on trouvé les valeurs des tensions normales des couples redox.
5. Donne la définition de l'équivalence d'oxydo-réduction.
6. Indique les couples redox qui interviennent dans la réaction suivante :  
 $2\text{NO}_3^- + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NO} + 3\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_3\text{O}^+$
7. Établis la règle de gamma entre les couples dont les potentiels redox sont :  
 $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = 0,34 \text{ V}$  et  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$  puis écris sa chaîne électrochimique ;
8. Réponds par vrai ou faux.
  - a) Une réduction est un gain d'électrons
  - b) Une espèce chimique capable de céder des électrons est un réducteur.
  - c) Les ions cuivre (II) ( $\text{Cu}^{2+}$ ) et le métal fer (Fe) constituent un couple oxydant/réducteur.
  - d) Dans une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique oxydante est réduite.

### APPLICATION

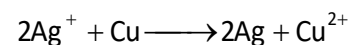
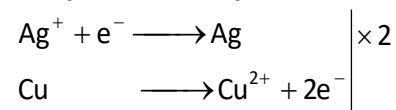
**Exercice n°1 :** On verse dans un bécher  $V=20 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions nitrate ( $\text{NO}_3^-$ (aq)) telle que  $[\text{Ag}^+]=[\text{NO}_3^-]=0,15 \text{ mol/L}$ . On ajoute  $0,127 \text{ g}$  de poudre de cuivre. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent. Les ions nitrates n'interviennent pas dans la réaction.

1. Écris l'équation chimique qui correspond à la réaction.
2. Décris l'état initial du système en quantité de matière.
3. Dresse un tableau descriptif d'évolution du système chimique.

- 4.a) Trouve le réactif limitant,
  - b) Décris l'état final du système en quantité de matière.
5. Détermine à l'état final les concentrations molaires des ions en solution.  
 On donne  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice n°1

#### 1. Équation chimique



#### 2. État initial du système

$$n^0(\text{Ag}^+) = C \cdot V = 0,15 \times 20 \cdot 10^{-3}; \quad \underline{n^0(\text{Ag}^+) = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$n^0(\text{Cu}) = \frac{m}{M} = \frac{0,127}{63,5}; \quad \underline{n^0(\text{Cu}) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

#### 3. Tableau descriptif

	$2\text{Ag}^+$	$\text{Cu}$	$2\text{Ag}$	$\text{Cu}^{2+}$
Composition initiale (mol)	$3 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	0	0
Composition finale (mol)	$3 \cdot 10^{-3} - n^r(\text{Ag}^+)$	$2 \cdot 10^{-3} - n^r(\text{Cu})$	$n^f(\text{Ag})$	$n^f(\text{Cu}^{2+})$

Avec  $n^r(\text{Ag}^+)$  la quantité de matière des ions  $\text{Ag}^+$  ayant réagi

$n^r(\text{Cu})$  la quantité de matière de Cu ayant réagi

$n^f(\text{Ag})$  la quantité de matière de l'argent formé

$n^f(\text{Cu}^{2+})$  la quantité de matière des ions  $\text{Cu}^{2+}$  formés

#### 4. a) Trouvons le réactif limitant

Pour une équation de type  $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow \text{produits}$ , on compare  $\frac{n^0(\text{A})}{a}$  avec  $\frac{n^0(\text{B})}{b}$ , le rapport le plus petit indique le réactif limitant. Dans le cas précis :

$$\frac{n^0(\text{Ag}^+)}{2} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ alors que } \frac{n^0(\text{Cu})}{1} = 2 \cdot 10^{-3}, \text{ alors le réactif limitant est l'ion}$$

$\text{Ag}^+$ .

b) **État final en quantité de matière :**

$n(\text{Ag}^+) = 3 \cdot 10^{-3} - n^r(\text{Ag}^+) = 0$  car le réactif limitant est totalement consommé lors de la réaction. De cette équation on peut déduire la quantité de matière d'ions  $\text{Ag}^+$  qui a réagi :  $n^r(\text{Ag}^+) = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

On peut ainsi établir une relation de proportionnalité entre les quantités de matière des espèces ayant participé à la réaction

$$\frac{2}{n^r(\text{Ag}^+)} = \frac{1}{n^r(\text{Cu})} = \frac{2}{n^f(\text{Ag})} = \frac{1}{n^f(\text{Cu}^{2+})}$$

$$n^r(\text{Cu}) = \frac{n^r(\text{Ag}^+)}{2} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cu}) = 2 \cdot 10^{-3} - n^r(\text{Cu}) = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Ag}) = n^f(\text{Ag}) = n^r(\text{Ag}^+) = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol et}$$

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n^f(\text{Cu}^{2+}) = n^r(\text{Cu}) = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

##### 5. Concentration des ions à l'état final

A l'état final seuls les ions cuivre II existent.

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$