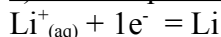


### Exercice 18 p 129 :

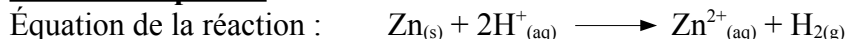
a) Demi-équation du couple  $\text{Li}^+_{(\text{aq})} / \text{Li}$  :



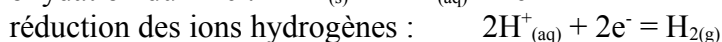
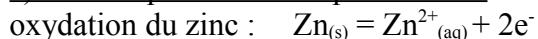
b) Chaque atome de lithium fournit 1 électron à l'ion hydrogène lors de la réaction.

c) L'électron apporté l'atome de lithium constitue le doublet liant de la liaison H – H de la molécule de dihydrogène produite. Les électrons apportés par les atomes de lithium sont donc localisés entre les deux atomes d'hydrogène des molécules de dihydrogène produites par cette réaction.

### Exercice 19 p 129 :



a) Demi-équations correspondantes :



b) Quantité de matière d'électrons transformées :

A chaque mole de zinc qui est oxydée, 2 moles d'électrons sont transférées.

Sachant que  $m = 2,18\text{g}$  de zinc se sont transformés on en déduit la quantité de matière de zinc transformée :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,18}{65,4} = 3,33 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

On en déduit donc la quantité de matière d'électrons échangés lorsque  $2,18\text{g}$  de zinc se sont transformés :

$$n_{e^-} = 2 \times 3,33 \times 10^{-2} = \mathbf{6,66 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

Il y a donc  $6,66 \times 10^{-2} \text{ mol}$  d'électrons échangés lorsque  $2,18\text{g}$  de zinc se sont transformés.

c) Valeur de la charge électrique :

Sachant que la charge d'un électron vaut  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ , et que d'après le nombre d'Avogadro on a  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  électrons dans une mole d'électrons, on en déduit que la charge représentée par cette quantité d'électrons vaut :

$$Q = n_{e^-} \times e \times N_A = 6,66 \times 10^{-2} \times 1,60 \times 10^{-19} \times 6,022 \times 10^{23}$$

$$\mathbf{Q = 6,42 \times 10^3 \text{ C}}$$

d) Charge mise en jeu par une pile 4,5V :

Par définition la charge de la pile vaut :  $\mathbf{Q = I \times \Delta t}$

Q est la charge de la pile en coulomb (C)

I est l'intensité du courant électrique délivré par la pile en ampère (A)

$\Delta t$  est la durée pendant laquelle la pile délivre ce courant électrique en seconde (s)

On en déduit donc que  $Q = 300 \times 10^{-3} \times 35 \times 60$

$$\mathbf{Q = 6,3 \times 10^2 \text{ C}}$$

La charge électrique transférée par la réaction de l'acide chlorhydrique avec  $2,18\text{g}$  de zinc est plus de 10 fois supérieure à la charge électrique mise en jeu dans une pile plate de 4,5V.

### Exercice 21 p 129 :

a) La solution contenant les ions fer(II) est incolore avant l'ajout des ions permanganates.

b) La solution contenant les ions permanganate est violette.

c) La couleur de la solution après l'ajout des ions permanganate est orange.

d) Le changement de couleur de la solution après l'ajout des ions permanganate prouve qu'il y a eu transformation chimique.

e) L'ion permanganate  $\text{MnO}_4^-$  est l'entité qui a été réduite.

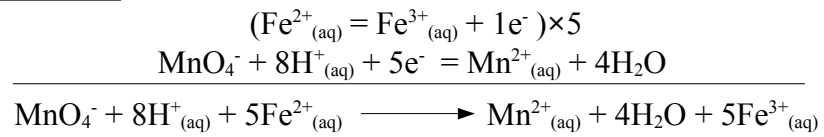
f) L'ion fer(II)  $\text{Fe}^{2+}$  est l'entité qui a été oxydée.

g) Demi-équations d'oxydoréduction :

oxydations des ions  $\text{Fe}^{2+}$  :  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} = \text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 1\text{e}^-$

réduction des ions  $\text{MnO}_4^-$  :  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+_{(\text{aq})} + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}$

h) Équation de la réaction :



i) Les ions hydrogène font parti des réactifs. Il est donc indispensable que la réaction se fasse en milieu acide.