

Exercice n°1 : dosage acido-basique

1°) Définir une équivalence acido-basique.

2°) On veut déterminer la concentration molaire C_A d'une solution aqueuse (S_A) de chlorure d'hydrogène HCL.

a°) Faut-il faire un dosage ou un dosage manganométrique ? Expliquer.

b°) On prélève un volume $V_A=25\text{mL}$, qu'on l'introduit dans un bécher puis on le dose par une solution aqueuse (S_B) d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire $C_B=0,15\text{ mol.L}^{-1}$.

Ecrire l'équation chimique de la réaction acide-base.

c°) Le dosage est réalisé en présence du bleu de bromothymol (B.B.T).Quelle est la teinte prise par le B.B.T avant l'équivalence acido-basique ?

d°) Lorsque le B.B.T vire au vert, le volume versé de (S_B) est $V_{BE}=20\text{ml}$. Déterminer la concentration molaire C_A .

3°) Sachant que la solution (S_A) est obtenue en dissolvant un volume $V(\text{gaz})$ de chlorure d'hydrogène gazeux pour obtenir un volume $V=1\text{L}$ de (S_A).

a°) Trouver une relation entre C_A , V , $v(\text{gaz})$ et V_M ou V_M est le volume molaire.

b°) Calculer $v(\text{gaz})$. On donne $V_M=22,4\text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice n°2 : dosage manganométrique

On prélève un volume $V_{\text{Red}}=10\text{mL}$ d'une solution aqueuse de sulfate de Fe II (FeSO_4) de concentration molaire C_{Red} acidifié par l'acide sulfurique. Le prélèvement est dosé par une solution aqueuse de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration molaire $C_{\text{ox}}=0,02\text{ mol.L}^{-1}$.

1°) Reproduire et Compléter le schéma ci-contre.

2°) a°) A quel est due la coloration violette de la solution de permanganate de potassium ?

b°) Avant l'équivalence, l'ajout de la solution de permanganate de potassium est accompagné d'une disparition immédiate de la coloration violette. Interpréter.

c°) Comment peut-on repérer l'équivalence ?

d°) Après l'équivalence la couleur violette persiste, interpréter cette observation.

e°) Les ions potassium K^+ et les ions sulfate SO_4^{2-} interviennent-ils dans la réaction du dosage Conclure ?

f°) En déduire les caractères de la réaction d'oxydoréduction réalisée au cours du dosage.

3°) Ecrire l'équation de la réaction chimique lors du dosage.

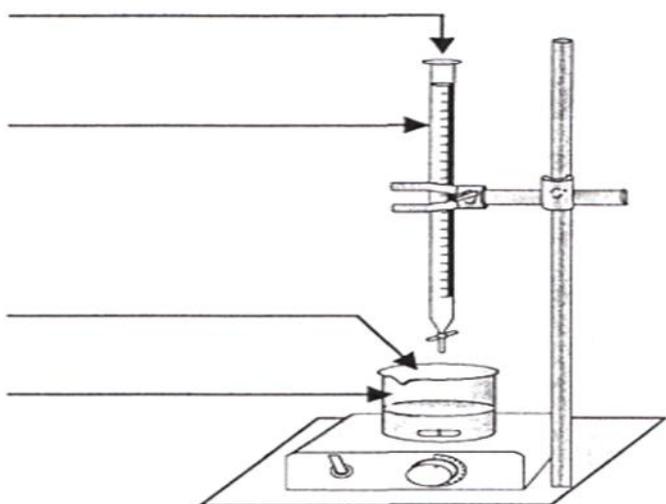
4°) a°) Exprimer la concentration C_{Red} en fonction de V_{Red} , C_{ox} et V_{ox} ou V_{ox} est le volume de la solution aqueuse de permanganate de potassium versé à l'équivalence.

b°) On donne : $V_{\text{ox}}=18\text{ mL}$, calculer la valeur de C_{Red} .

Red .

5°) Sachant que le sulfate de Fer II est hydraté et que sa formule brute est ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), déterminer la masse m utilisée de ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) pour préparer un litre de solution

On donne les masses molaires atomique en g.mol^{-1} :



Fe = 56, S = 32, O = 16 et H = 1.

Exercice n°3 : dosage manganométrique

Soit S_1 une solution aqueuse de sulfate de fer II ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$).

On se propose de déterminer la quantité de matière de sulfate de fer II ($FeSO_4$), contenue dans un litre de cette solution par deux méthodes différentes. Pour cela on réalise les deux expériences suivantes.

A. Expérience n°1 : Dosage de S_1 par manganométrie.

1°) On dispose d'une solution aqueuse S_2 de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) de concentration $0,025 mol.L^{-1}$. Comment préparer un litre de cette solution ?

a°) Calculer la masse de ($KMnO_4$) à dissoudre.

b°) Expliquer comment doit-on opérer expérimentalement ?

2°) On prélève 20mL de S_1 qu'on dose avec S_2 , l'équivalence est obtenue en versant 7,1 mL de S_2 .

a°) Faire le schéma du dosage.

b°) Comment doit-on opérer expérimentalement pour réaliser ce dosage ?

c°) En déduire comment peut-t-on détecter l'équivalence expérimentalement,

3°) a°) Les couples mis en jeu sont (MnO_4^- / Mn^{2+}) ; (Fe^{3+} / Fe^{2+}). Ecrire l'équation du dosage.

b°) En déduire la concentration de S_1 .

c°) Calculer la quantité de matière de ($FeSO_4$) contenue dans 1 litre de solution.

B. Expérience n°2 : Mesure d'une masse.

On mesure un litre de S_1 , on évapore l'eau, on recueille le sulfate de fer II solide.

On mesure sa masse, on trouve $m = 6,84 g$.

En déduire la quantité de matière de ($FeSO_4$) contenue dans un litre de S_1 .

On donne : Les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$:

$M(S) = 32$, $M(O) = 16$, $M(Mn) = 54,9$, $M(Fe) = 55,8$, $M(K) = 39,1$

Exercice n°4: conductimétrie

On se propose de déterminer par conductimétrie la concentration molaire d'une solution (S) de chlorure d'ammonium (NH_4Cl).

1°) Faire le schéma du montage électrique nécessaire

2°) Exprimer la conductance G en fonction de la tension aux bornes de la cellule et l'intensité du courant.

3°) On mesure la conductance de plusieurs solutions de chlorure d'ammonium. Les résultats sont données dans le tableau suivant :

$C (mol.l^{-1})$	0.3	0.6	0.8	1
$G(10^{-3}S)$	0.093	0.185	0.25	0.31

a°) Tracer la courbe $G = f(C)$:

Echelle : *axe des abscisses 1cm correspond à $0.1 mol.l^{-1}$

*axe des ordonnées 1 cm correspond à $0.02.10^{-3} S$

b°) Déterminer la concentration de la solution (S) sachant que sa conductance est $G = 0.155.10^{-3} S$

c°) On dilue 2 fois la solution (S). Calculer la concentration de la solution formée. Quelle est sa conductance

Exercice n°5: dosage manganométrique — Pile daniell

I°) En utilisant la technique du dosage manganométrique. On se propose de déterminer la concentration molaire C_1 d'une solution (S_1) de sulfate de fer (II) ($FeSO_4$) de volume $V_1 = 10\text{ml}$. Le matériel dont on dispose est :

- *Une burette graduée
- *Un erlenmeyer
- *Une pipette jaugée de 10ml.
- *La solution de permanganate de potassium $KMnO_4$ de concentration molaire $C_2 = 0.01\text{mol.l}^{-1}$.
- *Une solution aqueuse concentrée d'acide sulfurique H_2SO_4

1°) a°) Donner le schéma annoté du dispositif en précisant la solution dosant et l'espèce à doser .

b°) Préciser le rôle de H_2SO_4

2°) a°) Ecrire l'équation de la réaction redox qui a lieu lors du dosage .

b°) A l'équivalence redox, le volume de la solution dosant est $V_2 = 20\text{ml}$

c°) comment reconnaître l'équivalence redox.

d°) Déterminer la valeur de C_1 .

II°) La pile électrochimique schématisée par la figure ci-dessous est constituée par :

*Une demi-pile formée de la solution (S_1) dans laquelle on plonge une lame de fer .

*Une demi pile formée par une solution de concentration molaire

$C_2 = 1\text{mol.l}^{-1}$ d'ion cu^{2+} dans laquelle on plonge une lame de cuivre.

*un pont salin contenant une solution saturée de nitrate de potassium (K^+ , NO_3^-)

*Le circuit extérieur à la pile est constituée d'un résistor R ,

d'un interrupteur K et d'un ampèremètre A

1°) Donner le symbole de ce schéma de pile ainsi que l'équation chimique associée.

2°) La f.é.m. initiale de la pile est $E = -0.84\text{V}$

a°) Déterminer la polarité des bornes de la pile .

b°) Ecrire la transformation chimique qui se produit dans chaque compartiment de la pile après la fermeture de K . En déduire l'équation bilan de la réaction chimique spontanée quand la pile débite un courant.

c°) Préciser le rôle du pont salin.

d°) Reproduire le schéma de la figure 1 (Fermé) en précisant le sens du courant e des électrons dans le circuit extérieur.

Exercice n°6: électrolyse

Les couples oxydant /réducteur : Zn^{2+}/Zn et Cl_2/Cl^-

* Masse molaire : $M(Zn) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$

* Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

* Charge élémentaire de l'électron : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Dans un tube en U , on verse une solution aqueuse de chlorure de zinc $ZnCl_2 (Zn^{2+} + 2Cl^-)$. On plonge dans chaque branche du tube une électrode inattaquable de graphite . On relie les deux électrodes aux bornes d'un générateur de tension continue . Lorsque I (interrupteur est fermé , on observe :

*Un dépôt de zinc Zn au niveau de l'électrode relié à la borne négative du générateur ;

*Un dégagement du dichlorée Cl_2 (gaz) au niveau de l'électrode reliée à la borne négative du générateur.

1°) Représenter un schéma du montage électrique de l'électrolyse et préciser le sens du courant et le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur.

2°) a°) Ecrire les demi équations des transformations aux niveaux des électrodes ainsi l'équation de la réaction bilan de l'électrolyse. Préciser si cette réaction est spontanée ou imposée.

b°) Dire en le justifiant si l'électrode de droite représente l'anode ou la cathode .

3°) L'électrolyse fonctionne pendant $\Delta t = 12 \text{ min}$, tel que l'intensité du courant est constante de valeur $I = 0.9\text{A}$

a°) Déterminer la quantité d'électricité Q échangée .

b°) En déduire la quantité d'électricité Q' équivalente à la charge transportée par n mole d'électron qui a circulé pendant cette durée (la quantité de matière d'électrons n_e).

c°) Déterminer la relation qui existe entre la quantité de matière du zinc formé $n(\text{zn})$ et la quantité de matière N_e d'électrons qui a circulé pendant la même durée.

d°) En déduire la masse du zinc déposé.