

I. Préparation d'une solution électrolytique par dissolution d'un solide ionique puis par dilution:

1) Le sulfate de cuivre anhydre est de **couleur blanche**. On l'utilise pour effectuer le **test de présence de l'eau**, en effet en présence d'eau il réagit pour former du sulfate de cuivre pentahydraté de couleur bleu.

2) Calculons la masse de sulfate de cuivre pentahydraté solide nécessaire pour préparer la solution.

$$C = \frac{n}{V} \text{ or } n = \frac{m}{M} \quad \text{donc } C = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{m}{M.V} \quad \text{on obtient alors } \boxed{m = C.M.V}$$

$$m = 1,0 \times 10^{-4} \times (63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 + 5 \times (16,0 + 2,0)) \times 0,100$$

$$m = 1,0 \times 10^{-4} \times 249,6 \times 0,100$$

$m = 2,5 \times 10^{-3}$ g de solide, il n'est pas possible de peser une masse si faible avec la balance proposée.

3) Protocole pour préparer une solution de sulfate de cuivre II de concentration $c = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

1^{ère} étape: dissolution (voir TPC13 fait en 2^{nde})

Protocole: Dans une capsule, on pèse 2,5 g de cristaux de sulfate de cuivre (II) pentahydraté.

On verse le solide dans une fiole jaugée de 100 mL. On ajoute de l'eau distillée jusqu'au tiers de la fiole jaugée. On agite vigoureusement. Lorsque le solide est dissous, on ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On agite à nouveau.

2^{ème} étape: On pense pouvoir réaliser la solution demandée en une seule dilution...

Solution mère: issue de la dissolution

Solution fille

$$c_1 = \frac{m}{M.V} = \frac{2,5}{249,6 \times 0,100} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$c_f = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$V_1 = ?$ à prélever

$V_f = 100 \text{ mL}$ car préparée dans fiole jaugée

Au cours de la dilution, la quantité de matière de soluté se conserve, on aura

$$c_1.V_1 = c_f.V_f$$

$$\text{soit } V_1 = \frac{c_f.V_f}{c_1} = \frac{1,00 \times 10^{-4} \times 0,100}{0,10} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ L soit } 0,10 \text{ mL}$$

Il est impossible de prélever un si petit volume, on va devoir procéder à deux dilutions successives.

3^{ème} étape: la première dilution

Il est possible que vous ayez réalisé vos dilutions dans un autre ordre.

Supposons que l'on prélève $V_1 = 1,0 \text{ mL}$ de solution mère, que l'on verse dans une fiole jaugée de 100 mL, on ajoute de l'eau jusqu'au trait de jauge on alors un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ de solution fille.

Calculons alors la concentration de la solution fille.

Solution mère:

Solution fille:

$$c_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$c_2 = ?$$

$$V_1 = 1,0 \text{ mL}$$

$$V_2 = 100 \text{ mL}$$

Au cours de la dilution, la quantité de matière de soluté se conserve, on aura:

$$c_1.V_1 = c_2.V_2$$

$$\text{soit } c_2 = \frac{c_1.V_1}{V_2} \text{ donc } c_2 = \frac{0,10 \times 1,0 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ Cette solution est trop concentrée.}$$

4^{ème} étape: la deuxième dilution

Solution mère:

Solution fille:

$$c_2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$c = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V'_2 = ?$$

$$V = 0,100 \text{ L}$$

$$\text{Suivant le même raisonnement: } V'_2 = \frac{c.V}{c_2} \quad V'_2 = \frac{1,0 \cdot 10^{-4} \times 0,100}{1,0 \cdot 10^{-3}} = 0,010 \text{ L soit } 10 \text{ mL.}$$

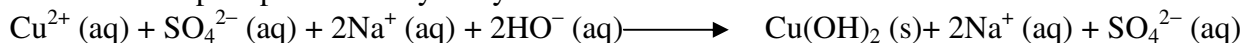
On prélève 10 mL de la solution diluée précédente à l'aide d'une pipette jaugée munie d'un pipeteur, on verse ces 10 mL dans une fiole jaugée de 100 mL, on ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On agite.

La solution de concentration en soluté apporté $c = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ est prête.

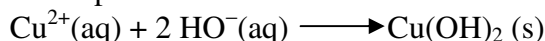
4) Test de reconnaissance des cations cuivre II:

On verse quelques millilitres de solution ionique de sulfate de cuivre II dans un tube à essais, on ajoute quelques gouttes de solution de soude (hydroxyde de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$).

Il se forme un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II.



en simplifiant:

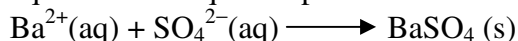


Test de reconnaissance des anions sulfate:

On verse quelques millilitres de solution ionique de sulfate de cuivre (II) dans un tube à essais, on ajoute quelques gouttes de solution de chlorure de baryum. $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$

Il se forme un précipité blanc de sulfate de baryum.

équation chimique simplifiée:



III. Préparation d'une solution électrolytique par dissolution du gaz chlorure d'hydrogène HCl:

1) Schéma annoté de l'expérience: à faire à l'aide photo doc.7 livre p 27.

2) Observations: Un jet d'eau rentre dans le ballon. La solution aqueuse présente dans le ballon change de couleur, elle devient rouge (rose).

3) Le gaz se solubilise donc la quantité de matière de gaz diminue, elle entraîne une baisse de pression dans le ballon.

4) La solution aqueuse présente dans le ballon est devenue plus acide, son pH est inférieur à 3,3. La concentration en ions H^+ a donc augmenté. Il y a eu dissolution de gaz HCl dans le ballon, ce qui a fait baisser le pH de la solution.

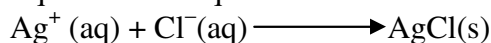
5) Test de présence des ions chlorure:

Dans un tube à essais, on verse quelques millilitres de solution obtenue après dissolution du gaz.

On ajoute quelques gouttes d'une solution aqueuse de nitrate d'argent $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$.

Il se forme un précipité blanc qui noircit à la lumière, c'est du chlorure d'argent.

Equation chimique:



La solution aqueuse présente dans le ballon contient des ions chlorure.

6) état initial

HCl (g)

H_2O (l)

état intermédiaire

HCl(aq)

H_2O (l)

état final

$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}), \text{Cl}^-(\text{aq})$

H_2O (l)

