**Bac S 2019 Nouvelle Calédonie Correction ©** [**http://labolycee.org**](http://labolycee.org)

**Exercice III. Autour du nitrate d’ammonium (5 points)**

Correction réalisée par ABADA Adam, GARDET Romain, VAISSON Thibault,   
NGUYEN Thomas, ROTH Maxime, JAN Sara.

Élèves au lycée Louis Armand à Eaubonne 95600

1. **Préparation d’une solution d’acide nitrique nécessaire à la synthèse du nitrate d’ammonium :**
   1. On cherche la valeur de la masse volumique notée ρ1 de la solution S1 :

On a *ρ*1 =

*ρ*1 = =1,35×103 g/L = 1,35 g/mL

* 1. On cherche le volume *V* pour *m* = 100g :

On a *ρ*1 = ⬄ *V* =

*V* = = 7,41×10–2 L = 74,1 mL *(Calcul avec la valeur exacte de ρ)*

* 1. On cherche la concentration molaire en acide nitrique de la solution S1 :

On a *V* = 7,41×10-2 L et on cherche *n*

Or *n* = alors on a *c* = = = = 12,4 mol/L

* 1. On a solution mère Solution fille :

*V*1 = ? *V*2 = 200,0mL

*c*1=12,4 mol/L *c*2 = 1,0 mol/L

Lors d’une dilution la quantité de matière est conservée, on a alors *n*1 = *n*2

Donc *c*1.*V*1 = *c*2.*V*2 alors *V*1 =

*V*1= = 16,1 mL

* 1. Pour réaliser cette dilution le matériel nécessaire est le suivant :

-Pipette graduée de 20 mL, qui permet d’ajuster le volume à 16,1 mL, contrairement à la pipette jaugée de 20,0 mL. Et elle est plus précise qu’une éprouvette.

-Fiole jaugée de 200,0 mL. On choisit cela car la fiole jaugée de 20 mL est trop petite et l’éprouvette graduée ne convient pas à une dilution.

* 1. Comme la solution S2 est diluée d’un facteur 100, alors *c*3 = = =1,0×10-2 mol/L

Test pour acide faible : pKa + log(*c*) = 9,2 + log (1,0×10-2) = 7,2 donc cela ne correspond pas au pH mesuré pour S3 pH = 2,0

Test pour acide fort : –log(*c*)= – log (1,0×10-2) = 2,0 ce qui correspond à pH = 2,0 c’est donc un acide fort.

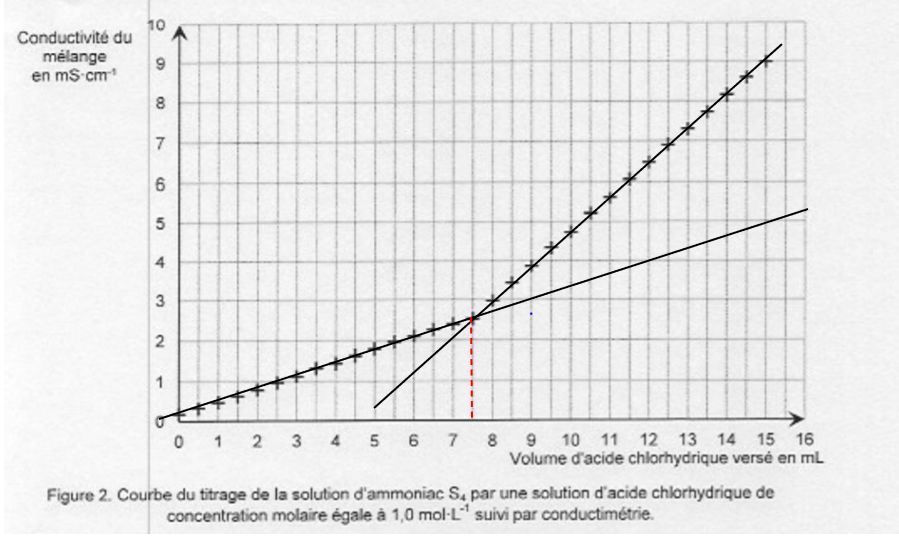
1. **Titrage de la solution d’ammoniac**

2.1) On cherche l’équation de la réaction-support du titrage : NH3 + H3O+ 🡪 NH4+ + H2O

2.2) Avant l’équivalence : les ions Cl– arrivent en solution et il se forme des ions ammonium NH4+, alors la conductivité *σ* augmente. Les ions H3O+ sont immédiatement consommés à leur arrivée dans le milieu réactionnel.

Au-delà de l’équivalence : les ions H3O+ ne sont plus consommés, ils s’accumulent en solution tout comme les ions Cl–. Or la conductivité molaire ionique *λ* des ions H3O+ est supérieure à celle des ions NH4+ donc la conductivité de la solution augmente plus fortement. Ce qui explique le changement de pente.

2.3) Afin d’obtenir le volume d’acide chlorhydrique versé à l’équivalence, on trace les deux droites tendances et on lit l’abscisse du point d’intersection de celles-ci.



À l’équivalence, on a mélangé les réactifs dans les proportions stœchiométriques :



alors on a *c*.*V*E = *c*4.*V*4



On lit *V*E = 7,5 mL

Donc *c*4 = = 0,38 mol/L valeur conforme à celle annoncée.

1. **Synthèse du nitrate d’ammonium**

3.1) On a calculé la quantité de matière respective d’acide nitrique et d’ammoniac présente dans la solution :

Pour l’acide nitrique. :

On a *n* = *c*.*V* =1,0×25×10–3 = 2,5×10-2 mol = 25 mmol

Pour l’ammoniac :

On a *n* = *c4.V* = 0,38 × 25×10–3 =9,5×10-3 mol = 9,5 mmol

Les coefficients stœchiométriques de l’équation étant égaux à 1, l’ammoniac est en défaut et l’acide nitrique est en excès.

D’après l’équation de la réaction on pourra produire au maximum 9,5×10-3 mol de nitrate d’ammonium.

On calcule la quantité de matière de produit obtenu : *n* = = = 1,1×10-2 mol = 11 mmol

Alors on calcule le rendement, égal au rapport de la quantité de matière obtenue expérimentalement sur la quantité de matière maximale théorique :

= 1,16

On a alors un rendement de 116% ce qui est impossible car un rendement ne peut pas être supérieur à 1, soit 100%.

3.2) La valeur de la masse du solide nitrate d’ammonium est trop élevée et ceci s’explique par la présence d’eau dans ce solide.

On pourrait y remédier en chauffant à l’étuve les produits afin d’en évaporer l’eau.