

DOSAGE DE L'ACIDITÉ D'UN JUS DE CITRON



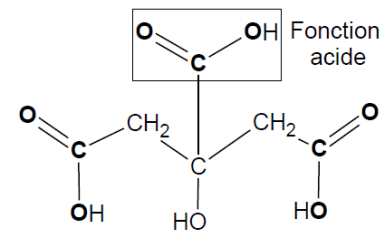
NOMS :

I - COMMENT CONSERVER LES ALIMENTS ?

Pour ralentir l'oxydation des aliments, plusieurs procédés sont possibles : utilisation d'emballages opaques, conservation sous vide, maintien à basse température ou encore l'utilisation d'un agent antioxygène.

Suivant la législation européenne, les **antioxygènes** doivent être indiqués sur l'étiquette, leur code est sous la forme E 3 - -, le nom pouvant être indiqué directement.

L'acide citrique est un triacide



Aliment manufacturé	Antioxygène utilisé
Pain brioché	Acide ascorbique (E 300) : vitamine C
Pâtes de fruits	Acide tartrique (E334)
Cola	Acide orthophosphorique (E338)
Chips	Extrait de romarin (composé phénolique E320 ou E321)
Gâteaux à l'orange	Acide citrique et citrate de sodium (E330 et 331)
Petit pot bébé	Jus de citron (acide citrique)

II - RÔLE D'UN INDICATEUR COLORE : la phénolphtaléine

Dans un tube à essai, introduire quelques gouttes de phénolphtaléine dans un peu de jus de citron. Répéter l'opération avec de l'hydroxyde de sodium.

Vos observations :

III - DOSAGE DE L'ACIDE CITRIQUE DANS LE JUS DE CITRON

On se propose de doser l'acide citrique présent dans un jus de citron. On notera C_0 cette concentration.

On réalisera ici deux dosages :

- ✓ L'un sur une solution d'acide citrique S_1 de concentration connue, soit $C_1 = 12,0 \text{ g.L}^{-1}$, que vous allez préparer.
- ✓ L'autre sur du jus de citron S_2 , dilué 10 fois dont on recherche la concentration C_2 .

1) Préparation des solutions

a. Préparation de S_1

Vous disposez d'une balance, d'une capsule de pesée, d'une spatule et d'une fiole jaugée de 100 mL.

Faire les calculs permettant de préparer la solution S_1 à partir d'acide citrique solide.

b. Préparation de S_2

Vous disposez d'une pipette de 10 mL, d'un pipeteur et d'une fiole jaugée de 100 mL.

Faire les calculs permettant de préparer la solution S_2 à partir du jus de citron commercial

Vos calculs :

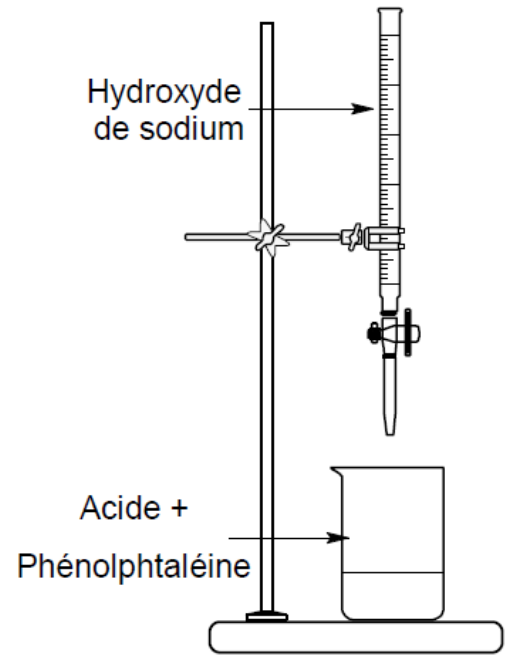
Vos calculs :

2) Dosages des solutions

Le réactif, placé dans la burette et permettant le dosage des deux solutions, est une solution **d'hydroxyde de sodium** de concentration connue.

Les **solutions à doser** seront placées dans un bécher.

On utilisera la **phénolphtaléine** comme indicateur coloré de fin de réaction (virage de l'incolore au rosé).



a. Dosage de la solution S_1

- ✓ Remplir la burette de la solution d'hydroxyde de sodium. Chasser la bulle d'air puis ajuster au zéro.
- ✓ Dans un bécher de 100 mL, introduire **10,0 mL** (pipette) de la solution titrée d'acide citrique S_1 et quelques gouttes d'indicateur coloré.
- ✓ Ajouter progressivement la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'au **changement de couleur** : le premier dosage sera alors terminé.
- ✓ Repérer le volume V_1 d'hydroxyde de sodium nécessaire au changement de coloration de la phénolphtaléine.

$$V_1 = \dots\dots\dots \text{mL}$$

b. Dosage de la solution S_2

- ✓ Remplir à nouveau la burette de solution d'hydroxyde de sodium.
- ✓ Noter le volume V_2 d'hydroxyde de sodium nécessaire l au changement de coloration de la phénolphtaléine.

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

IV - Exploitation des résultats

Le volume V d'hydroxyde de sodium nécessaire pour obtenir le changement de teinte de la solution dosée est **proportionnel** à sa concentration C en acide citrique.

a. A l'aide des volumes V_1 et V_2 ainsi que de la concentration C_1 , déterminer la concentration massique C_2 en acide citrique de la solution diluée.

Vos calculs :

b. En déduire celle C_0 du jus de citron commercial

Vos calculs :

c. Quelle est la masse d'acide citrique présente dans la gourde du commerce ?



Vos calculs :