

## Correction exercices de préparation au contrôle 3

### Ex 15 : Isomères ou pas ?

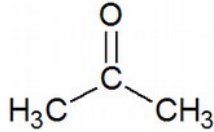
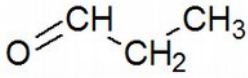
Deux molécules sont isomères si elles ont la même formule brute.

- a.  $C_3H_5Cl_3$     b.  $C_2H_5Cl$     c.  $C_2H_4Cl_2$     d.  $C_2H_4Cl_2$

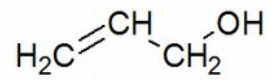
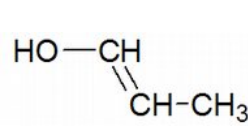
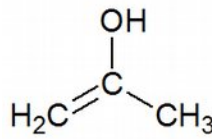
Seules les molécules c. et d. sont donc isomères.

### Ex 20 : Isomères de position

1.



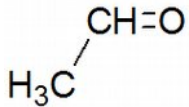
2. Propèn-2-ol



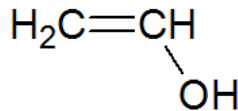
### Ex 21 : Une molécule cyclique pour désinfecter

1. Formule brute :  $C_2H_4O$

2. Molécule d'éthanal :



3. Molécule d'éthénol



### Ex 25 : L'urée

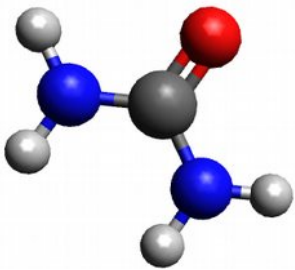
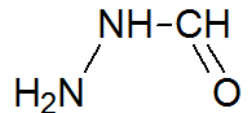
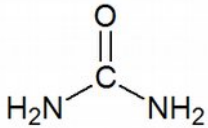
1.

Nom	Symbole	Numéro atomique	Structure électronique	Représentation
Azote	N	7	$(K)^2(L)^5$	$\cdot\bar{N}\cdot$
Carbone	C	6	$(K)^2(L)^4$	$\cdot\bar{C}\cdot$
Oxygène	O	8	$(K)^2(L)^6$	$\cdot\bar{O}\cdot$
Hydrogène	H	1	$(K)^1$	$H\cdot$

2. La règle de l'octet indique que l'atome va essayer d'atteindre 8 électrons sur sa couche externe en mettant en commun autant d'électrons que nécessaire avec les atomes voisins en formant des liaisons covalentes.

3. L'urée est à gauche.

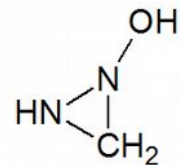
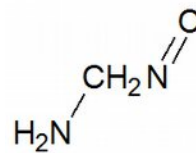
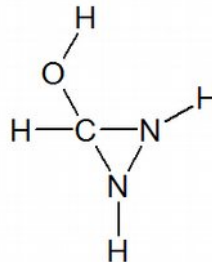
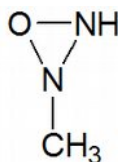
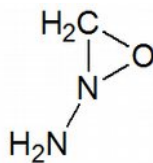
Remarque : On ne peut pas déterminer la formule semi-développée de l'urée depuis les informations de l'exercice, il est possible de proposer également un autre isomère respectant la double liaison C=O (à droite).



4. Modèle éclaté à gauche.

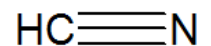
5. Des molécules ayant même formule brute sont appelées isomères.

6. Il existe plus de 2 isomères !



### Ex 26 : Des gaz dangereux pour la santé

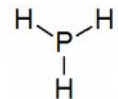
1. L'azote doit réaliser 3 liaisons, le carbone 4 et l'hydrogène une seule. La seule solution est donc :



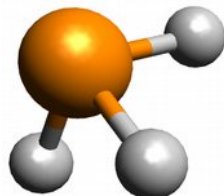
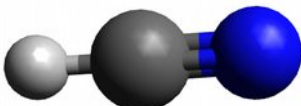
2. Le phosphore a pour numéro atomique  $Z=15$ , sa structure est donc  $(K)^2(L)^8(M)^5$ .

Sa représentation est donc :  $\cdot\bar{P}\cdot$

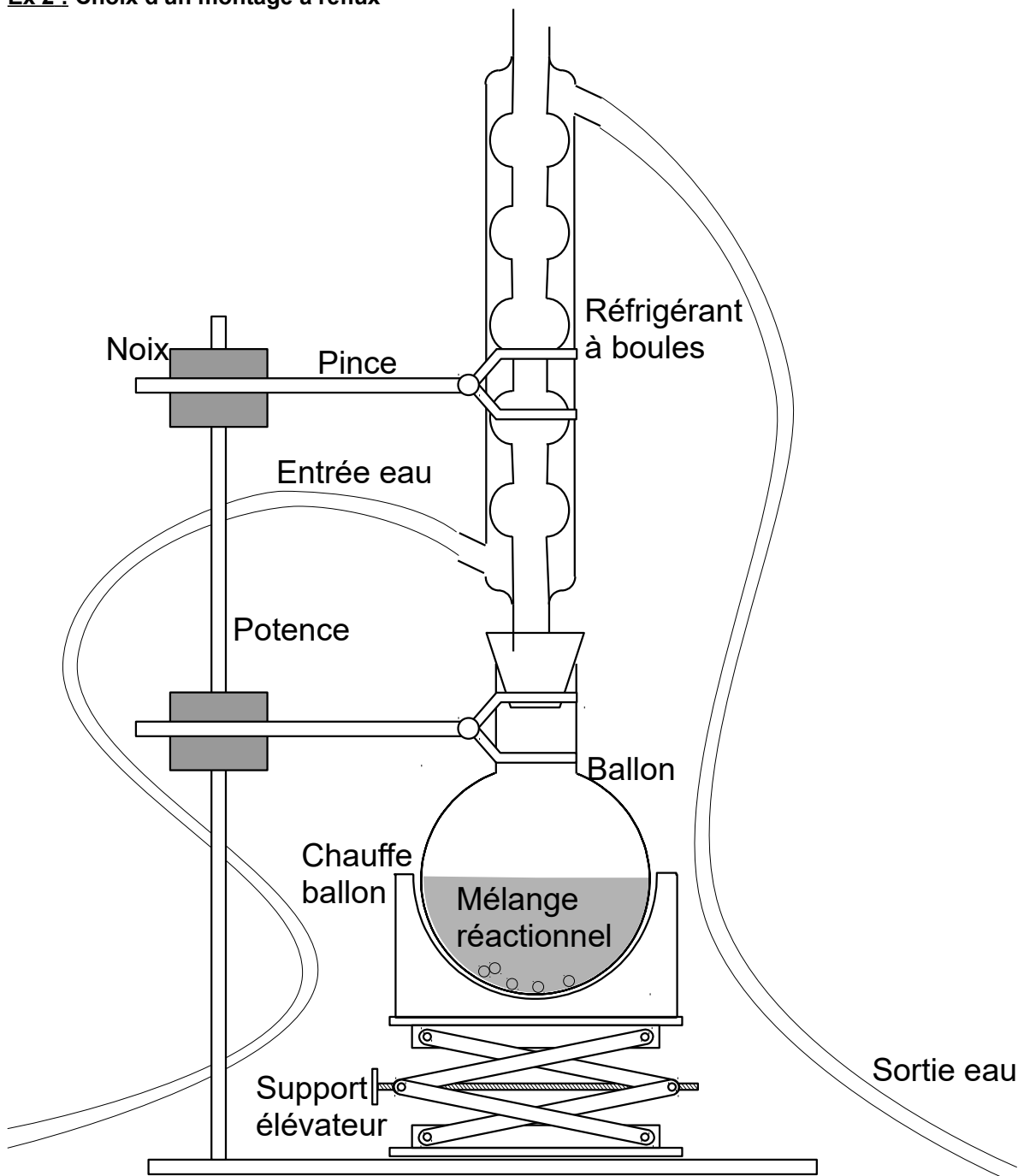
Il est donc capable de former 3 liaisons covalentes et a donc besoin de se lier à 3 atomes d'hydrogène, formule brute  $PH_3$ .



3.



## Ex 2 : Choix d'un montage à reflux



2. Le chauffage permet d'accélérer la réaction
3. Le réfrigérant permet d'éviter que les vapeurs ne s'échappent du mélange : au contact des parois froides, les vapeurs se liquéfient et retombent dans le mélange réactionnel.
4. On peut imaginer plusieurs raisons d'utiliser un réfrigérant à air (moins efficace, mais moins cher !) qu'un réfrigérant à eau, la principale étant que le chauffage est très modéré et que l'utilisation d'eau est superflue.

## Ex 5 : Savoir utiliser un montage à reflux

1. Le rôle de la pierre ponce est de réguler l'ébullition pour éviter qu'elle ne soit trop forte et qu'il y ait des projections.
2. Le chauffe-ballon a énormément d'inertie thermique, comme une plaque de cuisson. Si vous faites chauffer du lait sur une plaque électrique et que le lait commence à bouillir, éteindre la plaque ne suffira pas, le lait débordera quand même, il faut ôter la casserole de la plaque. Dans un montage à reflux, c'est pareil, sauf que le ballon est fixe et qu'on ne peut donc pas le bouger. Il faut donc pouvoir descendre le chauffe-ballon de façon à pouvoir arrêter le chauffage en cas de problème !
3. Le verre est dur mais fragile, et le montage en équilibre. La potence est là pour stabiliser le montage et éviter que tout ne tombe lors du montage/démontage.
4. Il ne faut surtout pas fermer l'extrémité supérieure du réfrigérant ! En effet, en dehors de ce trou, le montage est étanche, ce qui signifie que si du gaz se forme et que l'on a bouché l'extrémité, le montage risque d'exploser sous la pression.
5. Si l'on alimente le réfrigérant par le haut, il risque de ne pas se remplir complètement si l'eau peut s'évacuer plus vite qu'elle n'arrive. En revanche en l'alimentant par le bas, quel que soit le débit, l'eau finira par atteindre le haut.

**Ex 16 : Calculs de concentration massique**

Calcul de la concentration massique :  $c_m = \frac{\text{masse de soluté dissout}}{\text{volume de la solution}}$

	Soluté	Volume obtenu	Concentration massique
Solution 1	15g de chlorure de sodium	250mL	$c_m = \frac{15\text{ g}}{0,25\text{ L}} = 60\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
Solution 2	0,40kg de sulfate de cuivre	5L	$c_m = \frac{400\text{ g}}{5\text{ L}} = 80\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
Solution 3	50mL d'acide sulfurique masse = $\rho \times V$ masse = $1,83 \times 50 = 91,5\text{g}$	500 mL	$c_m = \frac{91,5\text{ g}}{0,5\text{ L}} = 183\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

**Ex 17 : Préparation d'une solution d'éosine**

1.  $\text{pourcentage massique} = \frac{\text{masse de soluté dissout}}{\text{masse TOTALE de la solution}} \times 100 = \frac{2,0\text{ g}}{500\text{ g} + 2\text{ g}} \times 100 = 0,40\%$

2. La masse volumique d'eau l'eau étant de  $1\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ , on a donc utilisé 500mL d'eau.

3. La concentration massique en éosine est donc  $c_m = \frac{2\text{ g}}{0,5\text{ L}} = 4\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

**Ex 19 : Préparation d'une solution**

1. Calcul de la masse de permanganate de potassium à prélever pour préparer un volume  $V=50\text{mL}$  de solution avec une concentration  $c_m=10\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$  :  $m = c_m \times V = 10\text{g} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,050\text{L} = 0,5\text{g}$ .

Protocole :

- A l'aide d'une balance, peser une masse  $m=0,5\text{g}$  de permanganate de potassium
- Verser le permanganate de potassium dans une fiole jaugée de 50mL
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'à mi-hauteur du ballon
- Remuer doucement jusqu'à dissolution complète du permanganate de potassium
- Compléter en eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Boucher la fiole et la retourner une ou deux fois pour parfaire le mélange

2. Pour préparer une solution de concentration 100 fois moindre, il faudrait prélever 100 fois moins de permanganate de potassium, soit 0,005g. Cela est impossible avec les balances du lycée.

**Ex 20 : Un fluidifiant**

1.  $c_m = \frac{\text{masse de soluté dissout}}{\text{volume de la solution}} = \frac{2 \times 100\text{ mg}}{75\text{ mL}} = 2,7\text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1}$

2. a.  $c_m = \frac{\text{masse de soluté dissout}}{\text{volume de la solution}} = \frac{200\text{ mg}}{75+50\text{ mL}} = \frac{200\text{ mg}}{125\text{ mL}} = 1,6\text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1}$

b.  $c_m = \frac{\text{masse de soluté dissout}}{\text{volume de la solution}} = \frac{6000\text{ mg}}{125\text{ mL}} = 48\text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1}$

3. Il suffit de faire une proportionnalité : s'il avait bu la totalité des 125mL de son verre, il aurait ingurgité les 200mg d'acétylcystéine, combien en a-t-il ingurgité avec seulement 100mL ?

125mL	200mg
100mL	?

Il a donc ingurgité  $? = \frac{200 \times 100}{125} = 160\text{ mg}$  d'acétylcystéine.

**Ex 22 : Dans la pharmacie**

1. Ici, on considère que le solvant est le liquide présent en plus grande quantité, c'est donc l'alcool.

2. Si le flacon contient 150mL de solution et que l'alcool a un pourcentage volumique de 70 %, cela signifie qu'il y en a un volume  $V=0,7 \times 150 = 105\text{mL}$

3.  $m = \rho \times V = 0,79\text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} \times 105\text{ mL} = 0,79\text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,105\text{ L} = 0,0830\text{ kg} = 83\text{ g}$

4.  $c_m = \frac{\text{masse}}{\text{volume}} = \frac{83\text{ g}}{150\text{ mL}} = 0,55\text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

**Ex 24 : Solution de peroxyde d'hydrogène**

1. masse (kg) =  $V(\text{L}) \times d = 0,5 \times 1,11 = 0,555\text{kg}$

2. masse de peroxyde d'hydrogène =  $\%_{\text{massique}} \times \text{masse totale} = 0,33 \times 0,555 = 0,183\text{ kg}$

3.  $c_m = \frac{\text{masse}}{\text{volume}} = \frac{0,183\text{ kg}}{0,5\text{ L}} = 0,366\text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$

4.a. La solution  $S_1$  contient une masse égale à  $m = c_m \times V = 0,366\text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} \times 100\text{ mL} = 0,366\text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,1\text{ L} = 0,0366\text{ kg} = 36,6\text{ g}$  de peroxyde

d'hydrogène

b. la solution S a une concentration massique égale à  $0,366\text{kg.L}^{-1} = 366\text{ g.L}^{-1}$

Cela signifie qu'un litre de cette solution contient 366g de peroxyde d'hydrogène. On applique une proportionnalité pour trouver le volume de solution S contenant 7,33g de peroxyde d'hydrogène.

1000mL	366g
?mL	7,33g

$$? = \frac{1000 \times 7,33}{366} = 20\text{ mL}$$

c. Protocole :

- Prélever à l'aide d'une éprouvette graduée un volume de solution S égal à 20mL.
- Verser le contenu de l'éprouvette dans une fiole jaugée de 100mL
- Compléter en eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Boucher la fiole et la retourner une ou deux fois pour homogénéiser le mélange.