



# PACES

Correction

## UE11s- COLLE 2

22 février 2021

Fait par la team UE11s

Relu par Mme Forfar

### QCM 1 : E

A. FAUX,

| Temps (en min)                                | 6      | 12     | 36     | 72     | 120    |
|---|--------|--------|--------|--------|--------|
| Concentration de A (en mmol.L <sup>-1</sup> ) | 418,75 | 412,50 | 387,50 | 350,00 | 300,00 |

$1 t_{1/2}$  (orange arrow from 6 to 12 min)  
 $\Delta t = 6 \text{ min}$  (orange arrow from 6 to 12 min)  
 $4 t_{1/2}$  (blue arrow from 12 to 36 min)  
 $\Delta[A] = 6,25$  (orange arrow from 6 to 12 min)  
 $4\Delta[A] = 25$  (blue arrow from 12 to 36 min)

En analysant le tableau, on se rend compte que pour un même intervalle de temps  $\Delta t$ , on mesure une même diminution de concentration  $\Delta[A]$ . Ceci est caractéristique d'un **ordre 0**.

Donc la concentration initiale en réactif  $[A]_0$  peut être exprimée par la relation suivante :  $[A]_0 = [A] + kt$ .

B. **FAUX**, on est en présence d'une réaction d'ordre 0.

Donc  $v = k[A]^0 = k$ , on peut donc dire que la vitesse de réaction est constante et indépendante de la concentration en réactif.

C. **FAUX**, pour une réaction d'ordre 0,  $t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$  donc le temps de demi-réaction est directement proportionnel à la concentration initiale en réactif.

D. **FAUX**,  $[A] = f(t)$  est une droite affine de pente  $\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -k$  et d'ordonnée à l'origine  $[A]_0$ .

E. **VRAI**, D'après la stœchiométrie de la réaction, la concentration en produit P formé correspond au double de la concentration en réactif A consommé.

Donc  $[P] = 2 \times ([A]_0 - [A])$  avec  $[A]$  est la quantité de réactif restante.

Pour une réaction d'ordre 0, au temps  $t = 100$  minutes, on a :

$$[P] = 2 \times ([A]_0 - [A])$$

$$[P] = 2 \times kt$$

$$\text{car } [A]_0 = [A] + kt \rightarrow [A]_0 - [A] = kt$$

$$[P] = 2 \times k \times 100$$

$$[P] = 200 \times k$$

**QCM 2 : BDE**

A. **FAUX**, cette réaction suit un **ordre 1** car on constate que quelle que soit la concentration, le temps pour diviser celle-ci par 2 est constant.

|             |     |   |    |    |   |    |
|-------------|-----|---|----|----|---|----|
|             |     | $\xrightarrow{\Delta t = 17 \text{ min}}$ |    |    | $\xrightarrow{\Delta t = 17 \text{ min}}$ |    |
| Temps (min) | 6   | 17  | 26 | 34 | 51  | 68 |
| [A] mmol/L  | 166 | 104                                       | 70 | 52 | 26  | 13 |
|             |     | $\xrightarrow{\frac{[A]}{2}}$             |    |    | $\xrightarrow{\frac{[A]}{2}}$             |    |

B. **VRAI**, car nous sommes en présence d'une réaction d'ordre 1.

C. **FAUX**, pour une réaction d'ordre 1,  $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ , donc le  $t_{1/2}$  est **indépendant** de la concentration initiale en réactif.

D. **VRAI**,

$$\ln[A] = -kt + \ln [A]_0$$

$$\rightarrow e^{\ln[A]} = e^{\ln[A]_0} + e^{-kt}$$

$$\rightarrow [A] = [A]_0 e^{-kt}$$

E. **VRAI**,  $\ln[A] = f(t)$  est une droite affine de pente  $\frac{\Delta \ln[A]}{\Delta t} = -k$  et d'ordonnée à l'origine  $\ln[A]_0$ .

**QCM 3 : AD**

A. **VRAI**, on travaille avec la quantité de matière **restante**, soit 65% (car 35% a été dégradé).

Loi de vitesse intégrée pour un ordre 0 :  $[A]_0 = [A] + kt$ .

$$[A] = 65\% \text{ de } [A]_0 \text{ donc } [A] = 0,65[A]_0$$

$$[A]_0 - [A] = kt$$

$$[A]_0 - 0,65[A]_0 = kt$$

$$k = \frac{0,35}{20}$$

$$k = 0,0175 \text{ mmol.L}^{-1}.\text{min}^{-1} \Leftrightarrow 0,0175 \text{ mmol/dm}^3/\text{min}.$$

B. **FAUX**, attention à l'unité ! Le temps<sup>-1</sup> c'est l'unité de k pour l'ordre 1.

C. **FAUX**, on obtient ce résultat lorsqu'on utilise la formule du  $t_{1/2}$  pour l'ordre 1 ( $\frac{\ln 2}{k}$ ) or c'est un ordre 0.

D. **VRAI**, pour l'ordre 0,  $t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k} = \frac{1}{2 * 0,0175} = 29 \text{ min}$

E. **FAUX**, pour l'ordre 0,  $v = k$ . Donc la concentration initiale en réactif n'a pas d'incidence sur la vitesse.

**QCM 4 : BDE**

A. **FAUX**, Dans l'énoncé, on nous annonce que le  $t_{1/2}$  dépend de la concentration initiale en réactifs, seuls 2 ordres correspondent à cette description : l'ordre 0 et l'ordre 2. Il faut maintenant essayer de déterminer si la vitesse de cette réaction suit l'un de ces ordres.

→ **Méthode du tableau :**

On regarde le tableau pour voir si on retrouve un schéma correspondant à l'un des ordres que l'on cherche.

- Pour l'ordre 0, on sait que pour un même laps de temps, la même quantité de réactifs sera consommée. Cela ne se voit pas directement dans le tableau, les valeurs ne sont pas propices à détecter directement un ordre 0.
- Essayons donc pour l'ordre 2 : on sait que chaque  $t_{1/2}$  vaut le double du précédent. Concrètement cela veut dire que :
  - pour  $\frac{[M]}{2}$  on a  $\Delta t = 1 \times t_{1/2}$ , ainsi
  - pour  $\frac{[M]}{2^2}$  on a  $\Delta t = 2 \times t_{1/2} = 80$  min et  $t = 2t_{1/2} + t_{1/2} = 120$  min. On remarque que  $\frac{0,5}{2} = 0,25$  et entre 0,5 et 0,25 mol/L il s'écoule 80 min (120-40).

De plus,  $\frac{0,25}{2} = 0,125$  et entre 0,25 et 0,125 mol/L, il s'écoule 160 min (280-120) ce qui correspond à  $2 \times 80$ , soit il faut 2 fois plus de temps pour diviser la concentration de M par 2 et donc on a 2 fois le  $t_{1/2}$  **précédent**.

Nous sommes donc en présence d'une **réaction suivant une cinétique d'ordre 2**.

|             |   |     |      |       |        |
|-------------|---|-----|------|-------|--------|
| [M] (mol/L) |   | 0,5 | 0,25 | 0,125 | 0,0625 |
| Temps (min) | 0 | 40  | 120  | 280   | 600    |

$\Delta t = 80$  min       $\Delta t = 160$  min  
 $1 t_{1/2}$                        $2 t_{1/2}$

B. **VRAI**, Il y a 2 façons de résoudre cet item :

→ **Méthode du tableau :**

On remarque que 80 (soit le deuxième  $t_{1/2}$ ) vaut 2 fois 40, et suivant la définition : dans un ordre 2, chaque  $t_{1/2}$  successif vaut le double du précédent, on peut affirmer que:

$$\frac{[M]_0}{2} = 0,5 \text{ mol/L, donc } [M]_0 = 0,5 \times 2 = 1 \text{ mol/L}$$

|             |   |     |      |       |        |
|-------------|---|-----|------|-------|--------|
| [M] (mol/L) | 1 | 0,5 | 0,25 | 0,125 | 0,0625 |
| Temps (min) | 0 | 40  | 120  | 280   | 600    |

$1 \times \Delta t = 40$        $2 \times \Delta t = 80$        $4 \times \Delta t = 160$        $8 \times \Delta t = 320$

→ **Par le calcul :**

On utilise la formule suivante :  $\frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0} = kt$

On isole  $\frac{1}{[M]_0}$  :  $\frac{1}{[M]_0} = \frac{1}{[M]} - kt$

$$\frac{1}{[M]_0} = \frac{1}{0,5} - 2,5 \times 10^{-2} \times 40$$

$$\frac{1}{[M]_0} = \frac{1}{0,5} - 1$$

$$\frac{1}{[M]_0} = 2 - 1$$

$$\frac{1}{2-1} = [M]_0 = 1 \text{ mol/L}$$

**Rappel :**  $\frac{1}{0,5}$  est pareil que  $\frac{1}{\frac{1}{2}}$ , et **diviser par une fraction**

**revient à multiplier par son inverse**, ce qui donne :  $\frac{1 \times 2}{1}$ , on peut donc simplifier par 1 au numérateur et au dénominateur ce qui donne 2. Ainsi  $\frac{1}{0,5} = 2$

C. **FAUX**, dans l'énoncé, la constante de vitesse k est donnée, l'unité a par contre été effacée. Nous savons grâce aux items précédents que la réaction suit une cinétique d'ordre 2, donc l'unité de la constante de vitesse k pour cette réaction est **L/mol/min**.

D. **VRAI**, On sait que l'expression de  $t_{1/2}$  pour un ordre 2 est :  $t_{1/2} = \frac{1}{k[M]_0}$

Or k peut s'écrire comme ceci :  $k = \frac{\frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0}}{t}$ . On peut donc remplacer k par cette expression dans la formule de  $t_{1/2}$  ce qui nous donne :

$$t_{1/2} = \frac{1}{\left(\frac{\frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0}}{t}\right) * [M]_0}$$

On remplace k dans la formule de  $t_{1/2}$

$$t_{1/2} = \frac{1}{\left(\frac{\frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0}}{t}\right) * \frac{1}{t} * [M]_0}$$

On sort  $1/t$  de la parenthèse

$$t_{1/2} = \frac{1}{\left(\frac{\frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0}}{t}\right) * \frac{[M]_0}{t}}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{\frac{[M]_0}{[M]_0 * t} - \frac{[M]_0}{[M]_0 * t}}$$

On distribue  $[M]_0/t$  aux éléments de la parenthèse

$$t_{1/2} = \frac{1}{\frac{[M]_0}{[M]_0 * t} - \frac{1}{t}}$$

Et pour finir, on simplifie par  $[M]_0$

E. **VRAI**, On peut chercher à déterminer au bout de combien de temps il nous restera 0,025 mol/L de composé, ou alors on peut chercher à déterminer la concentration restante de M au bout de 26 heures de réaction. Ces 2 méthodes sont possibles et mènent au même résultat.

Si on cherche à déterminer au bout de combien de temps il nous restera 0,025 mol/L de composé :

On a :  $\frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0} = kt$

$$t = \frac{\frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0}}{k}$$

$$t = \frac{\frac{1}{0,025} - \frac{1}{2,5 \times 10^{-2}}}{2,5 \times 10^{-2}}$$

$$t = \frac{40 - 1}{2,5 \times 10^{-2}}$$

$$t = \frac{39}{0,25 \times 10^{-1}}$$

**De la même façon que tout à l'heure :**  $\frac{39}{0,25}$  est pareil que  $\frac{39}{\frac{1}{4}}$ ,

et **diviser par une fraction revient à multiplier par son inverse**, ce qui donne :  $\frac{39 \times 4}{1}$ .

$$t = \frac{39}{0,25} * 10$$

$$t = 39 \times 4 \times 10$$

$$t = 1560 \text{ min}$$

Attention on demande le résultat en heures, il faut donc ressortir la méthode de la **division euclidienne** apprise il y a longtemps :  $1560 \div 60 = 26\text{h}$ .

Si on cherche à déterminer la concentration restante de M au bout de 26 heures de réaction :

Attention l'unité de k est en  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$  mais le temps dans l'item est en h donc il ne faut pas oublier de transformer les h en min soit  $26 \times 60 = 1560$  minutes.

$$\text{On a : } \frac{1}{[M]} - \frac{1}{[M]_0} = kt$$

$$\frac{1}{[M]} = kt + \frac{1}{[M]_0}$$

$$\frac{1}{[M]} = 2,5 * 10^{-2} * 1560 + \frac{1}{1}$$

$$\frac{1}{[M]} = 2,5 * 10^{-2} * 1560 + \frac{1}{1}$$

$$\frac{1}{[M]} = 39 + 1$$

$$\frac{1}{[M]} = 40$$

$$\frac{1}{40} = [M]_0$$

$$\frac{1}{4 * 10^1} = 0,25 * 10^{-1} = \frac{0,25}{10} = 0,025 \text{ mol/L}$$

t = 26 x 60 car l'unité de k est en L/mol/min, donc

On sait d'après l'aide au calcul que  $\frac{1}{0,025} = 40$ , donc ici  $[M] = 0,025 \text{ mol/L}$

On retombe sur nos pattes en utilisant l'une ou l'autre façon de faire, il y a bien  $0,025 \text{ mol/L}$  de composé restant au bout de 26 heures (1560 minutes).

### QCM 5 : AB

A. **VRAI**, Il n'y a pas besoin du graphique pour déterminer la concentration initiale en réactif, tout est donné dans l'énoncé : on a la masse, le volume dans lequel on introduit le réactif et la masse molaire.

On met à réagir **288g de X** (la masse m) dans **500 mL d'eau** (le volume V) et **M(X) = 60 g/mol** (la masse molaire M).

On cherche donc à déterminer le nombre de moles introduites dans les 500mL d'eau pour après pouvoir déterminer la concentration en mol/L.

- Pour trouver le nombre de moles :

On utilise la formule :  $n = m/M$

$$n = 288/60$$

$$n = 4,8 \text{ moles}$$

- Pour trouver la concentration :

On utilise la formule :  $C = n/V$

$$C = 4,8 / (500 \times 10^{-3}) \quad \text{Attention à ne pas oublier de mettre le volume en L (pour passer de mL à L, on multiplie par } 10^{-3})$$

$$C = 4,8 / 0,5$$

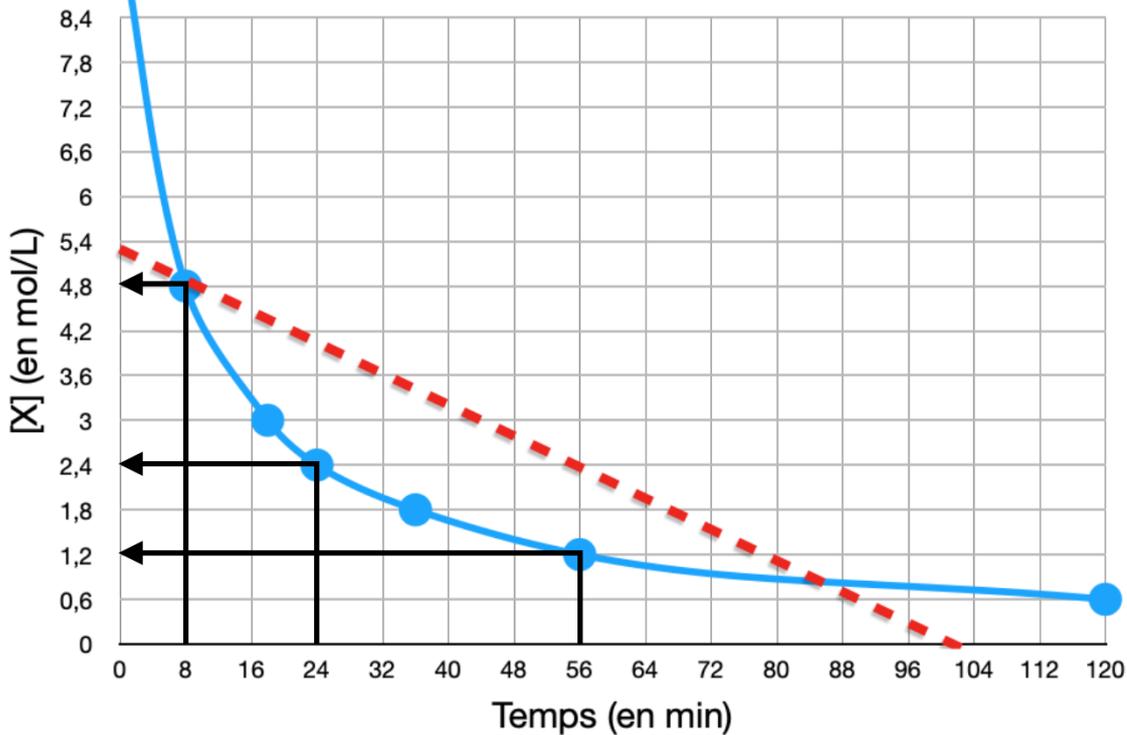
Comme vu précédemment, diviser par 0,5 revient in fine à multiplier par 2

$$C = 4,8 \times 2$$

$$C = 9,6 \text{ mol/L}$$

Ou alors, on peut tout simplement voir que 500mL c'est la moitié de 1L et donc si on met 4,8 moles dans la moitié d'un litre, on en mettra 2 fois plus dans un litre ce qui nous fait 9,6 moles pour 1 L et donc **9,6 mol/L**.

## B. VRAI,

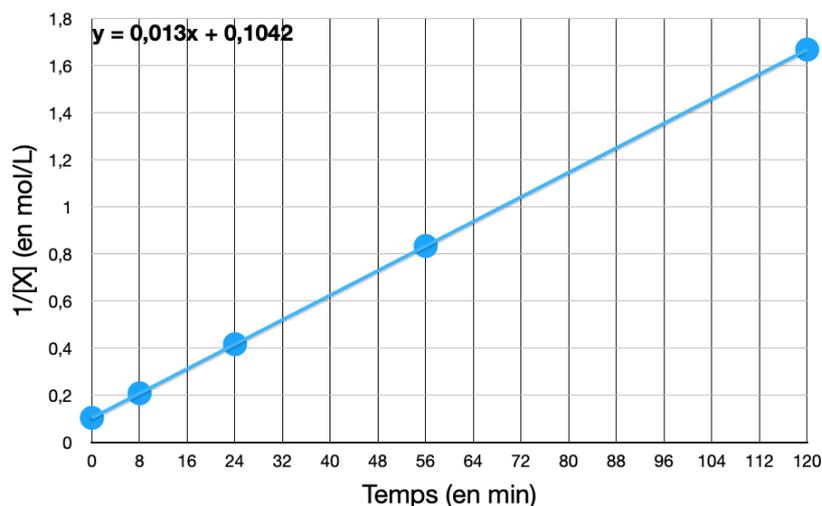
**[X] en fonction du temps**

On voit que  $4,8/2 = 2,4$  et entre ces 2 valeurs, on a un  $\Delta t$  de 16 min.

Puis entre  $2,4/2 = 1,2$ , entre ces 2 valeurs on a un  $\Delta t$  de 32 min. On remarque que  $32 = 2 \times 16$ , 32 équivaut au double du  $t_{1/2}$  précédent, c'est l'une des caractéristiques d'une réaction d'ordre 2.

C. **FAUX**, Attention, ici le graphique représente [X] en fonction du temps et non  $\frac{1}{[X]}$  en fonction du temps. De plus, dans cette équation [X] correspond bien à y. La droite en pointillés rouges correspond à la droite de régression linéaire, son équation de droite n'est pas interprétable pour déterminer la constante de vitesse, ni pour déterminer les concentrations. Il aurait fallu un graphique comme ceci :

Ici, il s'agit d'un graphique exprimant  $1/[X] = f(t)$ , l'équation de droite est  $y = 0,013x + 0,1042$  avec  $y = \frac{1}{[X]}$  ;  
 $0,013 = k$  ;  $x = t$  ;  $0,1042 = \frac{1}{[X]_0}$ .



D. **FAUX**, L'équation de droite que l'on nous donne dans l'énoncé  $y = -0,0522x + 5,298$  correspond à la droite de régression linéaire de  $[X] = f(t)$ .

On pourrait être tenté de croire que cette équation de droite est assimilable à celle de ce type :  $\frac{1}{[X]} = kt + \frac{1}{[X]_0}$  Or ce n'est pas le cas, car comme vu à l'item précédent, l'expression  $\frac{1}{[X]} = kt + \frac{1}{[X]_0}$  est représentée par l'équation de droite  $y = 0,013x + 0,1042$  (non fourni dans l'énoncé car le but n'était absolument pas de le calculer)

Il faut bien savoir reconnaître une courbe significative de l'ordre 2 : pour cet ordre, si vous avez un graphique  $1/[X] = f(t)$  alors vous aurez une droite de pente positive, si vous avez un graphique  $[X] = f(t)$  alors vous aurez une courbe dont la régression sera une droite de pente négative, mais retenez bien qu'on peut interpréter l'équation de droite uniquement si on a une droite  $1/[X] = f(t)$ .

E. **FAUX**, la réaction suit une cinétique d'ordre 2,  $t_{1/2} = \frac{1}{k[X]_0}$ . Le fait que la droite rouge soit une droite de pente négative et que la courbe POURRAIT s'apparenter à une courbe de cinétique d'ordre 1 ne doit pas vous influencer, regardez bien les valeurs et les axes et avec de l'entraînement vous deviendrez experts.

### QCM 6 : BCE

A. **FAUX**, L'élément oxydé est celui qui perd ses électrons, soit qui les donne. Inversement, pour l'élément réduit, il reçoit les électrons.

B. **VRAI**, Le réducteur donne ces électrons à l'oxydant, *Moyen mnémotechnique: "Un réducteur à grand cœur donc il donne des électrons. Un oxydant est méchant, il vole les électrons."*

C. **VRAI**, Lors d'une réaction d'oxydo-réduction avec plusieurs couples, on doit utiliser la règle du gamma  $\gamma$  : l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur de plus fort.

D. **FAUX**, C'est l'inverse, plus l'élément est oxydé, plus son degré d'oxydation d.o est grand. Inversement, plus l'élément est réduit, plus son d.o est bas.

E. **VRAI**, C'est la définition même d'une réaction d'oxydo-réduction. Dans une réaction acide-base, il y a un transfert de protons  $H^+$ .

### QCM 7 : BC

$E^\circ(Fe_2/F^-) = +2,87V$

$E^\circ(Al^3+/Al) = -1,66V$

A. **FAUX**, Le degré d'oxydation de O est bien -II. L'élément O ne peut prendre que les n.o de valeur 0, -I ou -II. Cependant,  $O_2$  est un corps pur simple, donc la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge donc  $2n.o(O) = 0$  donc son d.o est 0.

B. **VRAI**, C'est une exception avec O.

Dans  $H_2O_2$ , le O a un d.o égal à -I, car

$$2 \times n.o(H) + 2 \times n.o(O) = 0$$

$$2 \times 1 + 2 \times n.o(O) = 0$$

$$2 \times n.o(O) = -2$$

$$n.o(O) = -1.$$

C. **VRAI**, Calculons le d.o de  $MnO_4^-$  :

| Mn  |   | $O_4$    |   |          | -  |
|-----|---|----------|---|----------|----|
| $x$ | + | $4x(-2)$ | = |          | -1 |
| $x$ | = | -1       | - | $4x(-2)$ |    |
| $x$ | = | 7        |   |          |    |

Le d.o est donc +7, il est donc supérieur à 0

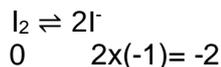
D. **FAUX** Faisons la réaction et voyons :



Il faut équilibrer, nous commençons par les éléments autres que H et que O. On équilibre donc les I :



Puis, on équilibre les charges, soit on ajuste le nombre d'électrons en fonction de la différence de n.o: **n.o(I) dans  $I_2 = 0$  et n.o(I) dans  $I^- = -1$** . La différence de n.o est de 1 par atome sauf qu'on a 2 atomes d'iode donc 2 électrons échangés.



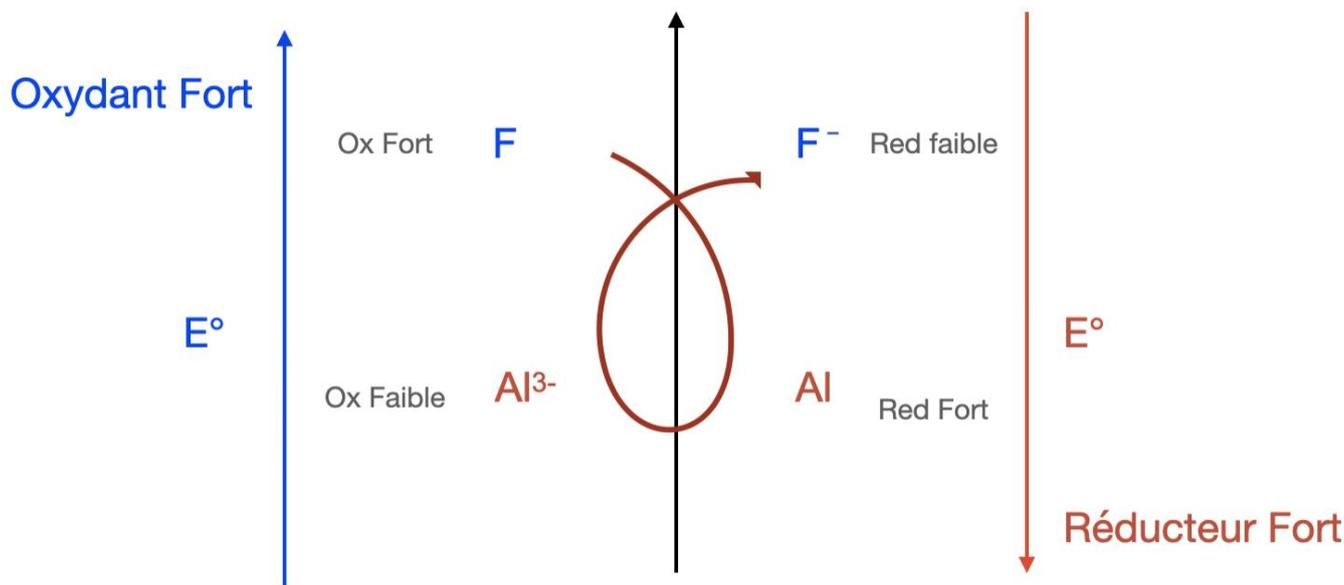
On voit que les charges sont déséquilibrées.

On équilibre donc les charges en ajoutant 2 électrons  $e^-$  :



Il y a donc bien transfert d'électrons avec n.o différents, c'est donc une réaction de réduction : oxydo réduction = réaction combinant une oxydation et une réduction

E. **FAUX**, D'après la règle du gamma  $\gamma$ ,  $F^-$  est le réducteur faible.



### QCM 8 : B

A. **FAUX**, pour savoir si notre diagramme de Latimer de l'oxygène est correct, on regarde si sa construction est bonne. On commence par regarder la droite de notre diagramme. Elle est censée représenter les degrés d'oxydation croissants d'une espèce chimique dans plusieurs molécules. Ici, il s'agit de l'oxygène.

On va donc calculer les degrés d'oxydation de l'oxygène dans nos différentes molécules :

- Dans  $O_2$ , le n.o de l'oxygène est de **0** car il s'agit d'un corps pur simple.
- Dans  $H_2O_2$ , le n.o de l'oxygène est de **-1** car il s'agit d'un peroxyde. Ce degré d'oxydation particulier est dû à la structure de la molécule et plus particulièrement à la liaison O-O
- Dans  $H_2O$ ,  $2 \times n.o(H) + n.o(O) = 0$ . Ainsi,  $n.o(O) = 0 - 2 \times (+1) = -2$

En regardant le diagramme proposé, on se rend compte que les éléments ne sont pas classés selon les degrés d'oxydation croissants, ce diagramme ne pourrait pas être celui de l'oxygène.

On précise que ce diagramme ne peut exister qu'à pH acide car le peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$  est un élément qui est stable à pH acide.

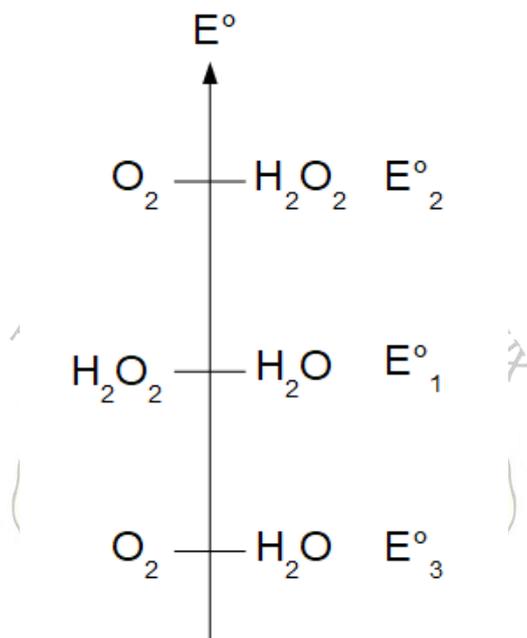
B. **VRAI**, on applique le même raisonnement qu'auparavant et on vérifie les degrés d'oxydation de l'oxygène pour les molécules proposées. On remarque qu'elles sont bien classées par degré d'oxydation croissant (de -II à 0). La nomenclature des potentiels standards ne pose aucun problème car le choix de ce qu'on appelle "couple 1", "couple 2" et "couple 3" est arbitraire.

C. **FAUX**, les potentiels standards  $E^\circ$  des couples sont exprimés en **volts (V)**.

D. **FAUX**, la règle du gamma permet d'expliquer quelles réactions **redox** sont réalisables selon les valeurs des potentiels standards  $E^\circ$  des couples. Si une dismutation est possible, alors  $E^\circ_1 > E^\circ_2$ , et si une rétrodismutation est possible, alors  $E^\circ_2 > E^\circ_1$ . N'apprenez pas ça par cœur, c'est plus facile de comprendre d'où cela vient grâce à la règle du gamma !

Si on parle d'acide/base, la règle du gamma s'appliquera suivant les **pKa**

E. **FAUX**, d'après la règle du gamma, on a une rétrodismutation si  $E^\circ_2 > E^\circ_1$ , donc si  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) > E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})$ . On écrit toujours les couples redox en mettant d'abord l'oxydant puis le réducteur. L'oxydant est la molécule avec le n.o le plus élevé dans le couple.



### QCM 9 : BC

A. **FAUX**, lorsqu'un élément chimique est engagé dans une liaison, l'électronégativité est une grandeur qui représente l'aptitude à **attirer** vers lui les électrons.

B. **VRAI**, un métal est électropositif (possède une faible électronégativité) et possède un caractère réducteur tandis qu'un non-métal est électronégatif (possède une forte électronégativité) et possède un caractère oxydant.

C. **VRAI**, les éléments de la 3ème période comme le soufre vont avoir tendance à établir plus de deux liaisons par hypervalence, c'est-à-dire qu'ils vont "agrandir" leur couche de valence, ils vont faire une **extension de leur couche de valence**.

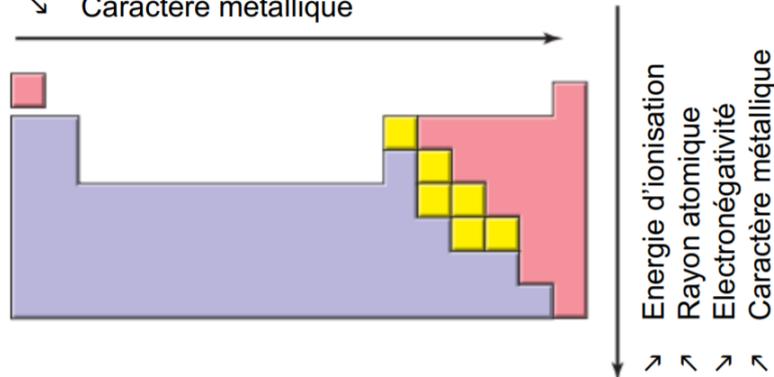
D. **FAUX**, attention, les molécules organiques présentent **TOUJOURS** les éléments chimiques C et H dans leur squelette. Par contre, les molécules inorganiques ne présentent pas d'atome de carbone C dans leur squelette à l'exception de quelques molécules ( $\text{CO}_2$ , CO,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$  et  $\text{H}_2\text{CO}_3$  par exemple).

E. **FAUX**, attention une molécule est un édifice neutre. Les charges positives et négatives doivent se compenser. Il faudra donc 2  $\text{Na}^+$  pour compenser les deux charges négatives de  $\text{CO}_3^{2-}$ . La molécule formée sera alors  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**QCM 10 : AC**A. **VRAI**,**Rappels**

■ Métaux   ■ Métalloïdes   ■ Non métaux

- ↗ Energie d'ionisation
- ↘ Rayon atomique
- ↗ Electronegativité
- ↘ Caractère métallique



B. **FAUX**, notre molécule  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est un édifice neutre, donc le nombre d'oxydation global de la molécule est de 0. On a donc :

$$n.o(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0$$

$$2 \times n.o(\text{H}) + n.o(\text{S}) + 4 \times n.o(\text{O}) = 0$$

Or le nombre d'oxydation de l'oxygène est généralement de -2, sauf exception pour les peroxydes où il est de -1.

Et le nombre d'oxydation de H est de +1. On en conclut que :

$$2 \times (+1) + n.o(\text{S}) + 4 \times (-2) = 0$$

$$2 + n.o(\text{S}) - 8 = 0$$

$$n.o(\text{S}) = -2 + 8$$

$$n.o(\text{S}) = +6$$

C. **VRAI**,  $\text{HCO}_3^-$  fait partie des **exceptions** qui font bien partie des substances inorganiques.

D. **FAUX**, l'Oxygène est un plus petit élément que le Soufre : la distance entre deux atomes d'oxygène sera donc forcément plus faible qu'entre deux atomes de soufre. L'atome d'oxygène possède de plus, un meilleur recouvrement des orbitales atomiques p, il fera donc des liaisons plus fortes que l'atome de soufre.

E. **FAUX**, si le nombre d'oxydation d'un élément augmente au cours d'une réaction, c'est qu'on a une réaction d'oxydation et donc une **perte d'électrons**.

**QCM 11 : BDE**

A. **FAUX**. Il se trouve dans la colonne 1 mais n'appartient pas à la famille des alcalins : il n'appartient à **aucune** famille.

B. **VRAI**. L'hydrogène peut perdre un électron et former un ion  $\text{H}^+$ , le proton. Il peut également gagner un électron et former un ion hydruure  $\text{H}^-$ .

C. **FAUX**. Seulement deux. En effet, l'**hydrogène** et le **deutérium** sont des isotopes stables et le **tritium** est un isotope **radioactif** utilisé en diagnostic médical et recherche biologique.

D. **VRAI**. Les molécules organiques sont composées de carbone et **d'hydrogène**. On ne retrouve pas ces éléments dans les molécules inorganiques sauf dans  $\text{CO}_2$  (dioxyde de carbone),  $\text{CO}$  (monoxyde de carbone),  $\text{HCO}_3^-$  (ion bicarbonate),  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (acide carbonique).

E. **VRAI**.

**QCM 12 : BC**

A. **FAUX**. Il n'existe qu'à l'état **combiné dans la nature**.

B. **VRAI**, L'oxygène (Z =8) a pour structure électronique  $1s^2 2s^2 2p^4$ . Il est sous la forme  $ns^2 np^x$ : le numéro de la colonne correspond donc à **12+x** (le nombre d'électrons dans les OA externes p).  
 $12+4 = 16$  donc il se trouve dans la **16ème colonne**.

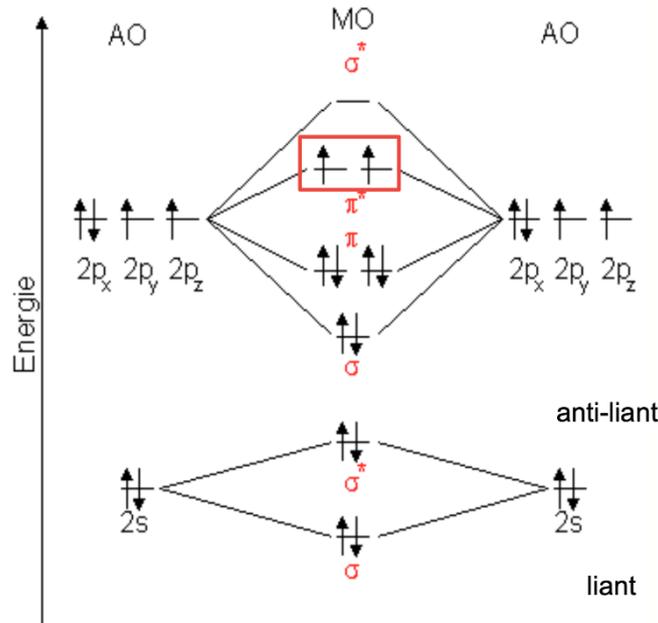
**TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS**

Masses atomiques et numéros atomiques sont indiqués pour Fe (55,845, 26) et O (15,9994, 8). Le symbole chimique et le nom sont également indiqués.

C. **VRAI**, allotropique = même composition (que des oxygènes) mais agencement dans l'espace différent (2 ou 3 atomes)

D. **FAUX** c'est l'**ozone O<sub>3</sub>** qui est utilisé comme bactéricide. L'O<sub>2</sub> est présent dans l'air et n'a pas d'activité bactéricide.

E. **FAUX**. Il est **paramagnétique**. En effet, l'oxygène (Z =8) a pour structure électronique  $1s^2 2s^2 2p^4$ . En effectuant le diagramme moléculaire de l'oxygène, on observe **2 électrons célibataires** donc il est paramagnétique.



**QCM 13 : BDE**

A. **FAUX**. Il a un nombre d'oxydation égal à **+6** dans l'**acide sulfurique H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** :

$$n.o(S) + 2 \times n.o(H) + n.o(4(O)) = 0$$

$$n.o(S) + 2 \times (+1) + 4 \times (-2) = 0$$

$$n.o(S) + 2 - 8 = 0$$

$$n.o(S) = +6$$

C'est dans l'acide sulfureux H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> que le soufre a un nombre d'oxydation égal à +4.

B. **VRAI**. La caténation est l'aptitude d'un élément chimique à **se lier avec lui-même** (exemple : ponts disulfures S-S).

C. **FAUX**. SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> est l'ion sulfite. SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> est l'ion sulfate.

D. **VRAI**. Les solutions hygroscopiques sont des solutions qui captent facilement l'eau.

E. **VRAI**. Le dioxyde de soufre ou l'anhydride sulfureux SO<sub>2</sub> en présence d'eau forme l'acide sulfureux H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>.



**QCM 14 : AE**

A. **VRAI**, l'électronégativité est croissante de bas en haut dans une même famille. L'azote et le phosphore appartiennent à la même colonne (même famille) donc le phosphore est moins électronégatif que l'azote.

|                        |                        |                       |                       |                     |                      |                     |
|------------------------|------------------------|-----------------------|-----------------------|---------------------|----------------------|---------------------|
|                        |                        |                       |                       |                     |                      | 4.002602 2          |
|                        |                        |                       |                       |                     |                      | <b>He</b><br>hélium |
| 10.811 5               | 12.0107 6              | 14.0067 7             | 15.9994 8             | 18.998403 9         | 20.1797 10           |                     |
| <b>B</b><br>bore       | <b>C</b><br>carbone    | <b>N</b><br>azote     | <b>O</b><br>oxygène   | <b>F</b><br>fluor   | <b>Ne</b><br>néon    |                     |
| 26.98153 13            | 28.0855 14             | 30.97376 15           | 32.065 16             | 35.453 17           | 39.948 18            |                     |
| <b>Al</b><br>aluminium | <b>Si</b><br>silicium  | <b>P</b><br>phosphore | <b>S</b><br>soufre    | <b>Cl</b><br>chlore | <b>Ar</b><br>argon   |                     |
| 69.723 31              | 72.64 32               | 74.92160 33           | 78.96 34              | 79.904 35           | 83.798 36            |                     |
| <b>Ga</b><br>galium    | <b>Ge</b><br>germanium | <b>As</b><br>arsenic  | <b>Se</b><br>sélénium | <b>Br</b><br>brome  | <b>Kr</b><br>krypton |                     |

B. **FAUX**.  $\text{H}_3\text{PO}_4$  est un **triacide** il peut donc générer donc 3 substances :  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$

C. **FAUX**. Ce sont des **constituants essentiels** : le squelette est un réservoir d'ions calcium et phosphate.

D. **FAUX**. L'acide orthophosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$  est un **triacide** : il est capable de libérer 3 ions hydrogène.

E. **VRAI**. Dans l'ion hydrogène phosphate  $\text{HPO}_4^{2-}$ , le phosphore a un nombre d'oxydation égal à **+V** :

$$n.o(\text{P}) + n.o(\text{H}) + (4 \times n.o(\text{O})) = -II$$

$$n.o(\text{P}) + 1 + 4 \times (-II) = -II$$

$$n.o(\text{P}) + 1 - 8 = -II$$

$$n.o(\text{P}) = +V$$

**QCM 15 : AC**

A. **VRAI**, il est le composant des molécules organiques comme les glucides et protéines mais aussi des molécules inorganiques comme les carbonates  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  ou le  $\text{CO}_2$

B. **FAUX**, c'est un gaz inflammable !

C. **VRAI**,

D. **FAUX**,  $\text{HCO}_3^-$  est bien l'ion hydrogénocarbonate mais il correspond également au bicarbonate et non à l'acide carbonique qui a pour formule  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

E. **FAUX**, le monoxyde de carbone (CO) est un gaz très toxique !

**QCM 16 : BDE**

A. **FAUX**, l'atome d'azote est très **électronégatif**, il peut participer à des interactions de type liaisons hydrogène.

B. **VRAI**, lorsqu'il gagne 3 électrons cela correspond au degré d'oxydation -III et lorsqu'il perd 5 électrons cela correspond au degré d'oxydation +V.

Selon sa structure  $1s^2 2s^2 2p^3$  :

- L'azote peut remplir sa couche de valence en gagnant 3 électrons donc  $1s^2 2s^2 2p^6$
- Vider sa couche de valence (la couche 2) entièrement donc  $1s^2$  en perdant 5 électrons.

C. **FAUX**,  $\text{NH}_3$  est bien une molécule polaire car elle possède un doublet non liant lui conférant des propriétés voisines de  $\text{H}_2\text{O}$ , mais elle est **très** soluble dans l'eau !

D. **VRAI**,



E. **VRAI**, A l'état de gaz pur  $\text{N}_2$  est très dangereux d'où la présence d'un logo dans les zones à risques comme certains laboratoires.

**QCM 17 : BCD**

- A. **FAUX**, le  $N_2O$  correspond bien au protoxyde d'azote mais est aussi appelé oxyde **nitreux** ! L'oxyde nitrique correspond à la molécule de  $NO$ .
- B. **VRAI**, il est capable de franchir la barrière alvéolo-capillaire ce qui lui permet de se diffuser ensuite dans l'organisme.
- C. **VRAI**
- D. **VRAI**, Une oxoacide est un acide qui contient de l'oxygène sous forme **H-O-X** avec  $X=N$  ici *mais X peut être P ou S aussi par exemple*.
- E. **FAUX**, cela correspond à la réactivité de l'**ion nitrite  $NO_2^-$**  et non du **nitrate  $NO_3^-$** , le nitrate lui est capable d'oxyder l'hémoglobine pour former de la méthémoglobine qui cause des problèmes chez les nourrissons.

**QCM 18 : ABCDE**

- A. **VRAI**,
- B. **VRAI**, Une base de Lewis est une entité moléculaire, ou l'espèce chimique correspondante, **capable de fournir un doublet d'électrons**. L'ion chlorure  $Cl^-$  possède 4 doublets non liants ce qui fait de lui une très bonne base de Lewis et c'est un ligand faible.



- C. **VRAI**, C'est même le principe actif de l'eau de javel  $ClO^-$  avec  $Na^+$  le contre ion.
- D. **VRAI**, cf item C
- E. **VRAI**, Lors d'un accident nucléaire, il y a formation de plusieurs isotopes d'iodes formés. De ce fait, on va chercher à saturer la thyroïde avec le "bon" isotope de l'iode (soit  $KI$ ) donner dans des pastilles solubles.

