



**PASS/LAS**  
Correction

**UE16 - Colle n°2**

29/01/24

Fait par l'équipe UE16

**QCM 1: BCE**

A. **FAUX** : Attention à bien lire l'unité et l'ordre, c'est la constante de vitesse  $k$  d'une réaction d'**ordre 2** qui s'exprime en  **$L.mol^{-1}.temps^{-1}$**

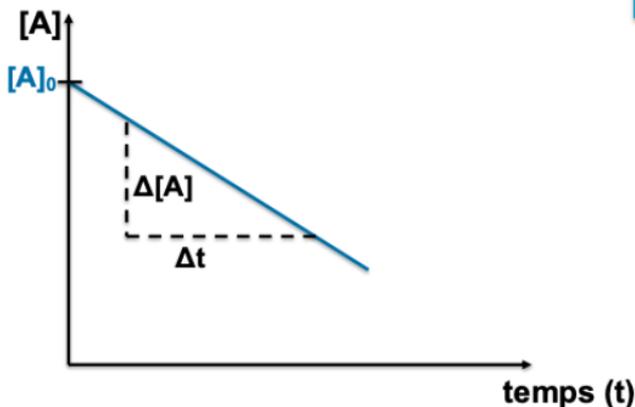
La constante de vitesse d'une réaction d'**ordre 1** s'exprime en  **$mol.L^{-1}.temps^{-1}$**

B. **VRAI**: Dans une réaction d'ordre 0, l'évolution de la concentration en réactif en fonction du temps, sera une droite de **penste - k**.

*Explication: C'est une droite décroissante, la pente est alors négative, et vu que la constante de vitesse  $k$  est toujours positive, on met le signe -*

**Graphiquement**

$$\text{Pente de la droite} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -k$$



➤ Équation de droite de type  $y = ax + b$   
Avec :  $y = [A]$  ;  $x = t$  ;  $a = -k$  ;  $b = [A]_0$

C. **VRAI**: Dans une réaction d'ordre 0,  $t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$ . Le temps de demi-réaction est donc dépendant et proportionnel à la concentration initiale en réactif.

D. **FAUX** : Attention aux signes!

Dans une réaction d'**ordre 0**, la loi de vitesse intégrée est  $[A] = -kt + [A]_0$

E. **VRAI**: En effet, pour un ordre 0, la vitesse est constante sur un intervalle de temps:

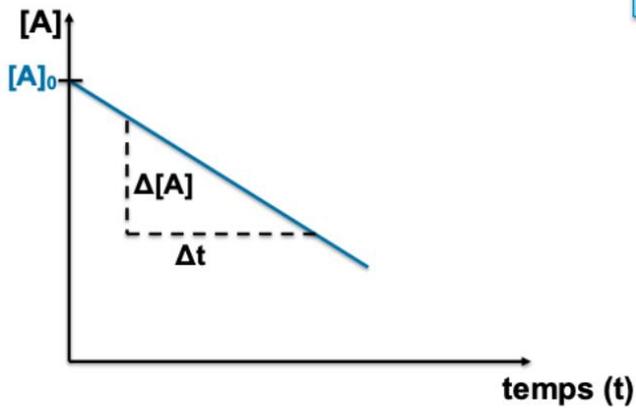
Pour un **ordre 0** la **vitesse est indépendante de la concentration et est constante sur un intervalle de temps**

**QCM 2: E**

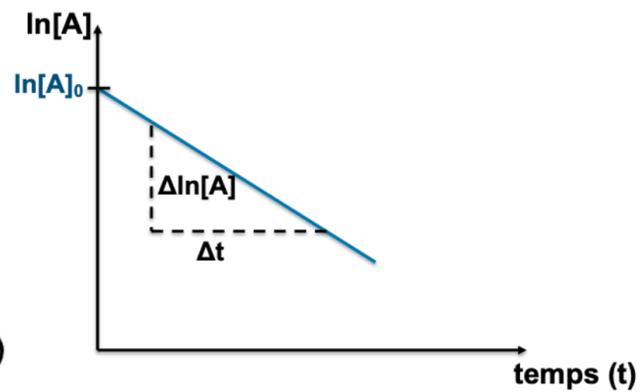
A. **FAUX**: Le graphique représente une réaction qui suit un ordre 1. Attention à bien lire les légendes des 2 axes! Dans ce cas, on a une **diminution « logarithmique »** de la quantité de réactif A en fonction du temps.

Rappel des représentations graphique pour chaque ordre:

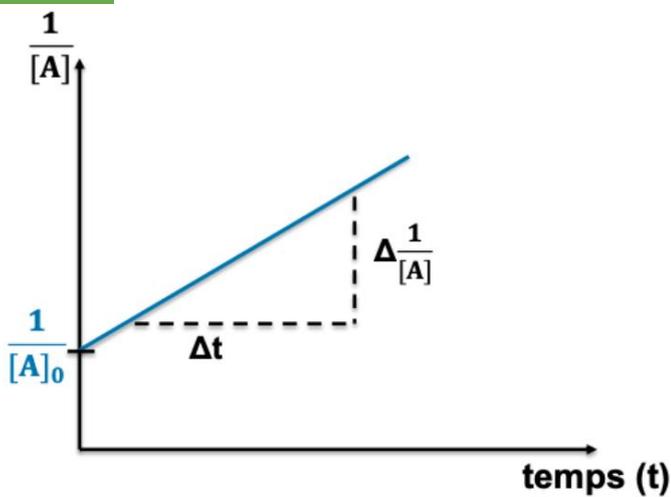
**Ordre 0:**



**Ordre 1**



**Ordre 2:**



B. **FAUX:** Cf item A

C. **FAUX:** Ce graphique représente une réaction qui suit un **ordre 1**, la constante de vitesse k s'exprime alors en **temps<sup>-1</sup>**

D. **FAUX:** Pour un ordre 1,  $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$  →  $t_{1/2}$  est donc indépendant de la concentration en réactif.

E. **VRAI:** La loi de vitesse intégrée pour un ordre 1 est bien  $\ln[A] = -kt + \ln[A_0]$  qui peut aussi s'écrire:  $[A] = [A_0]e^{-kt}$

**Récap des 3 ordres (à savoir +++)**

	Ordre 0	Ordre 1	Ordre 2
Unité de k	$\text{mol.L}^{-1}.\text{temps}^{-1}$	$\text{temps}^{-1}$	$\text{L.mol}^{-1}.\text{temps}^{-1}$
Loi de vitesse intégrée	$[A] = -kt + [A]_0$	$\ln[A] = -kt + \ln[A]_0$	$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = kt$
Temps de demi réaction	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$

### QCM 3: AE

A. **VRAI** : D'abord, on cherche l'**ordre de la réaction**. Ici on peut directement regarder l'unité de la constante de vitesse :  $\text{dm}^3.\text{mol}^{-1}.\text{min}^{-1}$ , il s'agit donc d'une réaction d'**ordre 2**.

Re-rappels :

- **Ordre 0** :  $\text{mol.dm}^{-3}.\text{temps}^{-1}$  ou  $\text{mol.L}^{-1}.\text{temps}^{-1}$
- **Ordre 1** :  $\text{temps}^{-1}$
- **Ordre 2** :  $\text{dm}^3.\text{mol}^{-1}.\text{temps}^{-1}$  ou  $\text{L.mol}^{-1}.\text{temps}^{-1}$

Ensuite, on cherche la concentration initiale : on utilise la loi de vitesse intégrée :

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

On isole  $[M]_0$  :

$$\begin{aligned} 1/[M] &= kt + 1/[M]_0 \\ 1/[M] - kt &= 1/[M]_0 \\ \frac{1}{\square - \square} &= [M]_0 \end{aligned}$$

Maintenant on n'a plus qu'à remplacer par ce que l'on connaît.

$$\begin{aligned} [M]_0 &= \frac{1}{\frac{1}{0,42 \cdot 10^{-3}} - 0,6 \square 8} \\ [M]_0 &= \frac{1}{24 - 4,8} \\ [M]_0 &= \frac{1}{19,2} \\ [M]_0 &= 0,05 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

B. **FAUX** : Cf. item A.

C. **FAUX** : Pour un ordre 2, le temps de demi réaction est **inversement proportionnel** à la concentration initiale.

$$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$$

D. **FAUX** : D'après la formule ci-

dessus :

$$t_{1/2} = 1/(0,6 \times 0,05) = 1/0,03 = 33\text{h}$$

On est sur un **ordre 2** et non un ordre 1 !! Attention aux pièges, ce n'est pas parce qu'on nous donne  $\ln 2 = 0,7$  dans l'énoncé qu'il faut l'utiliser.

E. **VRAI** : On est toujours sur un **ordre 2**, on utilise la même formule qu'au début aka la loi de vitesse intégrée!

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A_0]}$$

$$1/[M]' = 0,6 \times 24 + 1/0,05$$

$$1/[M]' = 14,4 + 20 = 34,4 \text{ L/mol}$$

$$[M]' = 1/34,4 = 0,029 \text{ mol/L}$$

#### QCM 4 : B

A. **FAUX**, au cours d'une réaction d'oxydo-réduction, il y a un **transfert d'un ou plusieurs ELECTRONS** entre l'oxydant et le réducteur.

En effet, l'**oxydant** va **capturer les électrons** qui sont **donnés** par le **réducteur**. Ainsi on va pouvoir écrire que :



B. **VRAI**, pour répondre à cette item il faut calculer les nombres d'oxydation (no) :

- Le **no** est toujours exprimé pour **un seul élément chimique**.
- Pour un **corps simple** : no = **0**.
- Pour un **ion monoatomique** : no = **sa charge**.
- Pour **O** (oxygène) no = **-2** /\ **SAUF** dans les peroxydes  $\text{R}_2\text{O}_2$  no(O) = **-1**.
- Pour **H** (hydrogène) no = **+1** (si H est lié à un non-métal), mais si H est lié à un métal alors no (H) = **-1** (ion hydrures).
- Pour **F** (fluor) no(F) = **-1** si engagé dans une molécule autre que  $\text{F}_2$ .

→ La **somme des no** des éléments chimiques constituant la **molécule** est égale à **0**.

→ La **somme des no** des éléments chimiques constituant une **espèce ionique** est égale à **sa charge** globale.

Rappel : le fluor est l'élément chimique le plus électronégatif.

$\text{PbO}_2 \rightarrow \text{no (Pb)} + 2 \times \text{no (O)} = 0$  car c'est une molécule.

$$\text{no (Pb)} + 2 \times -2 = 0$$

$$\text{no (Pb)} - 4 = 0 \text{ donc } \text{no (Pb)} = \underline{+4}$$

$\text{AlO}_2^- \rightarrow \text{no (Al)} + 2 \times \text{no (O)} = -1$  car c'est une espèce ionique de charge -1.

$$\text{no (Al)} + 2 \times -2 = -1$$

$$\text{no (Al)} - 4 = -1 \text{ donc } \text{no (Al)} = \underline{+3}$$

**no (Pb) > no (Al) (+4 > +3) → item VRAI.**

C. **FAUX**, dans l'écriture de l'équation bilan, il **NE** faut **PAS** faire apparaître les **électrons**.

En effet lors d'une réaction d'oxydo-réduction, il y a un transfert d'électrons. Ainsi, on retrouve le **même nombre d'électrons échangés entre les couples** mis en jeu dans la réaction. Il y a un **équilibre**. De plus, l'équation bilan est une forme **simplifiée**, donc les électrons n'apparaissent PAS.

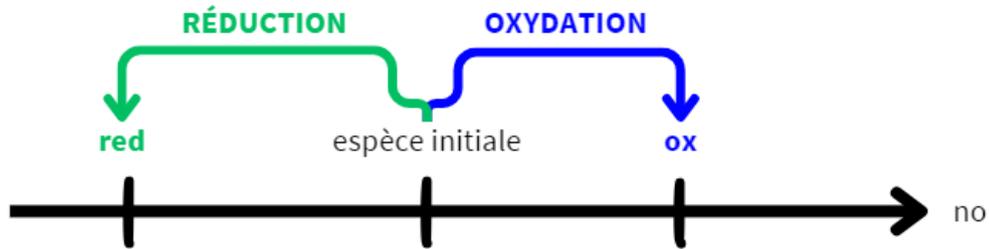


D. **FAUX**, l'**hydrogène** prend **généralement +1** comme nombre d'oxydation. Mais quand il est **lié à un métal**, son nombre d'oxydation change et devient **-1** : on parle d'ion hydrures. Il peut aussi prendre un n.o. égal à 0 lorsqu'il est lié à lui-même, notamment dans  $\text{H}_2$ . Il peut ainsi prendre 3 n.o. différents.

E. **FAUX**, lors d'une **oxydation**, c'est le **nombre d'OXYDATION** qui **augmente** et pas le nombre de réduction.

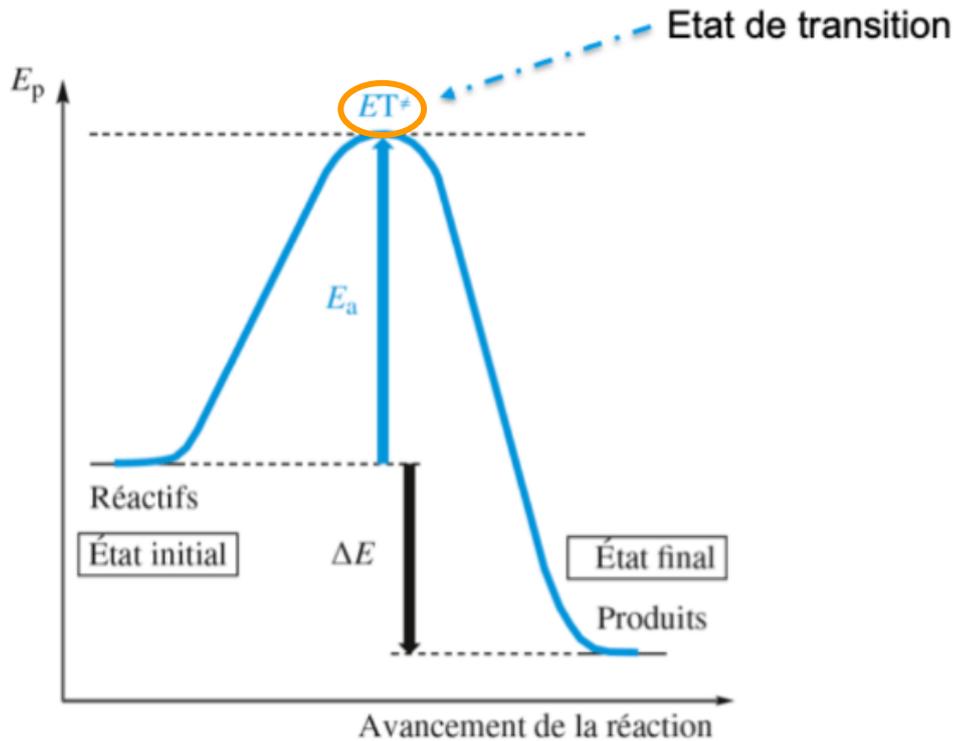
Rappel : si **no augmente** alors c'est une **oxydation**, on observe une **perte d'électrons** ( $\text{Red} = \text{Ox} + ne^-$ ).

Cependant si **no diminue** alors c'est une **réduction**, on observe un **gain d'électrons** ( $\text{Ox} + e^- = \text{Red}$ ).



### QCM 5 : ADE

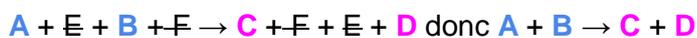
A. **VRAI**, une **réaction élémentaire** est une réaction en **une seule étape**, donc il ne peut pas y avoir d'intermédiaire réactionnel. On retrouve par contre un **état de transition**.



*Rappel* : un **intermédiaire réactionnel** est une espèce **stable** qui peut être **isolée**. Alors qu'un **état de transition** est une espèce **instable** qui ne peut **pas être isolée**.

B. **FAUX**, d'après l'équation bilan  $A + B \rightarrow C + D$  (avec **A** et **B** comme **réactifs**).

Attention, dans l'énoncé on dit que c'est une réaction **multi-étapes**, donc il va y avoir **plusieurs étapes** :



**A** et **B** sont les **réactifs**.

**C** et **D** sont les **produits**.

**E** et **F** sont les **intermédiaires réactionnels**.

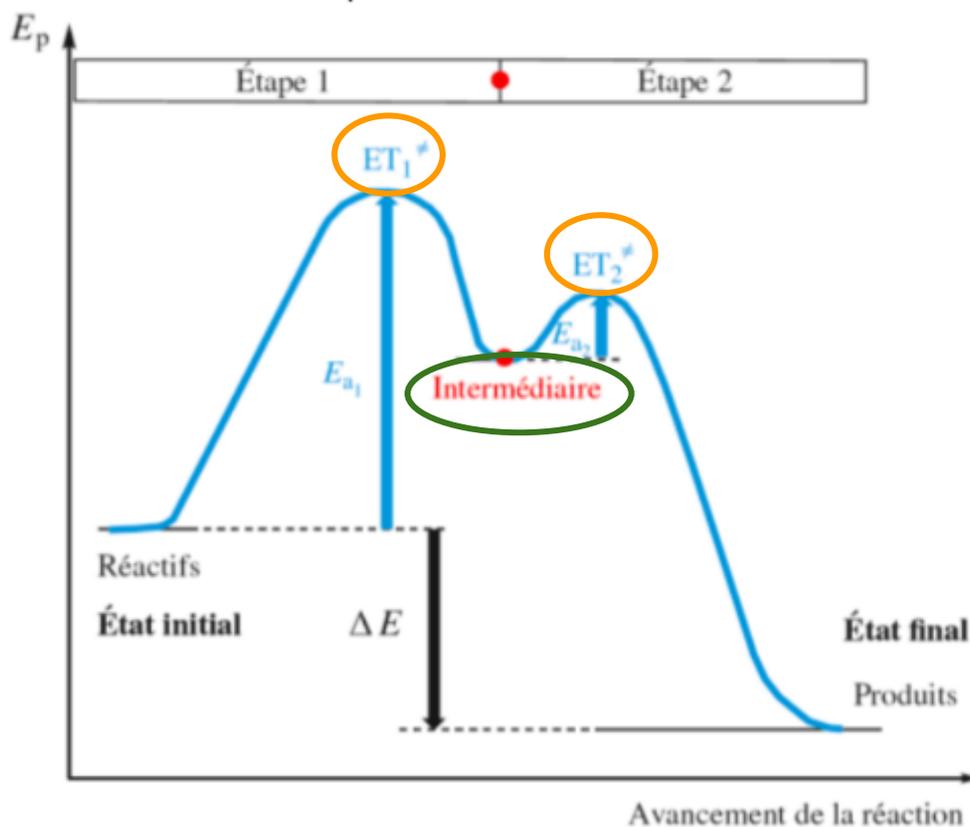
C. **FAUX**, dans l'item B on a vu qu'une **réaction multi-étapes** est décomposée en **plusieurs réactions élémentaires**. En effet, chaque étape a une vitesse qui lui est propre. Souvent une des étapes est plus lente que l'autre.

Dans l'énoncé, on nous dit que  $k_1 > k_2$ . Donc la **première étape** est plus **rapide** que la deuxième étape. Ainsi, **l'étape limitante** (soit l'étape la plus **lente**) est l'étape 2.

Cette notion d'étape limitante ou déterminante est importante car la **vitesse de la réaction bilan ne peut pas être supérieure** à la **vitesse de la réaction élémentaire la plus lente**.

D. **VRAI**, l'étape 2 est la plus **lente** donc la **vitesse globale de la réaction** ne peut **pas être supérieure** à la vitesse de l'étape 2 ( $k_2$ ). Donc  $k_{\text{globale}} \leq k_2$  (cf item C).

E. **VRAI**, un **état de transition** est une espèce **instable** qui ne peut **pas être isolée**. Alors qu'un **intermédiaire réactionnel** est une espèce **stable** qui peut être **isolée**.



#### QCM 6 : BCD

A. **FAUX** : Le nombre d'oxydation passe de **+2** ( $Mn^{2+}$  : ion monoatomique, le n.o. correspond à la charge) à **0** (Mn : corps simple donc n.o. toujours égal à 0) donc le **n.o. diminue**. On parle alors de **réduction** avec un **gain d'électrons**.

B. **VRAI** : C'est la définition de la dismutation. **X** aura tendance à se transformer en  **$X^{-n}$  et  $X^{+n}$** .

C. **VRAI** : Afin d'obtenir une rétrodismutation, il faut que  $E^{\circ 2}$  soit supérieur à  $E^{\circ 1}$ .

Ici,  $E^{\circ 1} = -1,18 \text{ V} < E^{\circ 2} = 1,51 \text{ V}$ . On aura donc ici une **rétrodismutation**.  $Mn^{3+}$  et Mn auront tendance à se transformer en  $Mn^{2+}$ .

D. **VRAI** : On est dans le cas d'un ion monoatomique, donc son **n.o. est égal à sa charge**.

Tableau récap :

Corps simple	n.o. = <b>0</b> Na $\rightarrow$ n.o. (Na) = 0
Ion monoatomique	n.o. = <b>la charge</b> Na <sup>+</sup> $\rightarrow$ n.o. (Na) = +1
Oxygène O	n.o. = <b>- 2</b> Sauf dans les peroxydes : n.o. = - 1
Hydrogène H	+ 1 si lié à un non-métal (C, N, O, F...) - 1 si lié à un métal (NaH, CaH <sub>2</sub> )

Fluor F (le plus électronégatif)

- 1 (si dans une molécule autre que F<sub>2</sub>)

E. **FAUX** : Plus une espèce est réductrice, plus elle se situe à gauche du diagramme de Latimer (c'est l'inverse par rapport aux espèces oxydantes). Ainsi, le pouvoir réducteur de Mn est plus fort que celui de Mn<sup>2+</sup>.

### QCM 7 : AE

A. **VRAI** : A correspond à l'Hydrogène et c'est une de ses principales caractéristiques. H n'appartient à aucune famille de la classification périodique.

B. **FAUX** : Dans le tableau périodique, le **rayon atomique augmente du haut vers le bas et de la droite vers la gauche**. Donc, dans ce tableau, B est l'élément ayant le rayon atomique le plus bas.

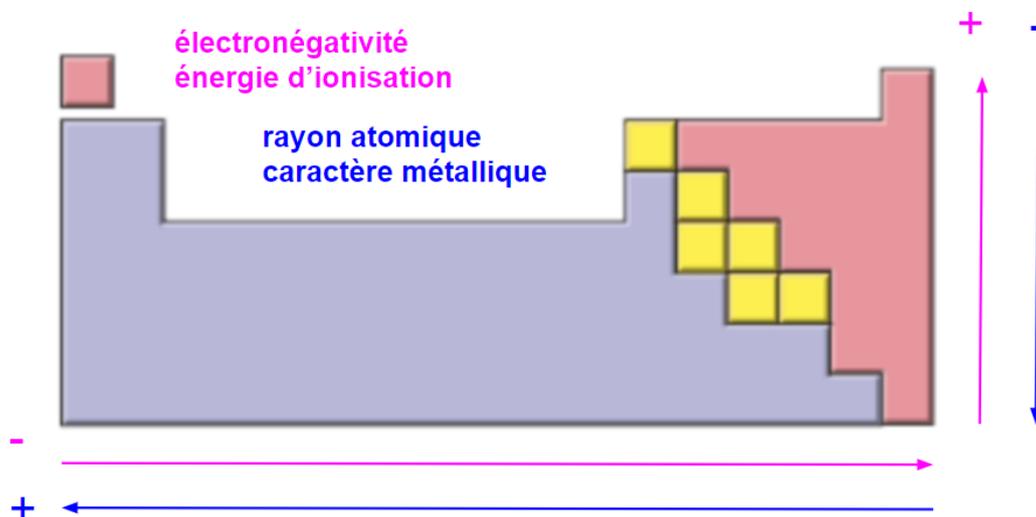
C. **FAUX** : Ce sont **les non-métaux qui génèrent un acide en milieu aqueux**. Dans ce cas là, l'élément C se situe dans la partie des métaux. L'item est alors faux car les **métaux** au contact de l'eau forment des **oxydes basiques**.

D. **FAUX** : Il faut savoir que plus un élément se situe sur une **petite période (ligne du haut)**, et plus **l'atome sera petit**. De plus, la taille des atomes augmente de gauche à droite. En effet, les petits atomes peuvent plus facilement s'approcher des autres. Ils vont donc établir des liaisons plus fortes. Puisque plus la liaison est courte et plus elle est difficile à rompre. Donc, **plus l'atome se situe haut dans la classification périodique, plus les liaisons qu'il établira seront des liaisons fortes**. L'élément D établira ainsi des liaisons moins fortes que l'élément B

E. **VRAI** : Il faut savoir que **l'énergie d'ionisation augmente du bas vers le haut, et de la gauche vers la droite**. Ainsi, parmi ces éléments E est celui dont l'énergie d'ionisation est la plus faible.

La **taille** des atomes est **inversement** proportionnelle à **l'énergie d'ionisation**. En effet, **plus l'atome est volumineux**, moins le noyau (chargé +) va retenir les électrons. Il sera donc plus facile à l'atome de perdre ses électrons, c'est-à-dire que **l'ionisation demandera moins d'énergie**.

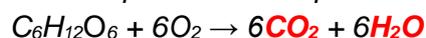
→ Donc, **rayon(E) > rayon(C)** donc **EI(E) < EI(C)**.



### QCM 8 : BDE

A. **FAUX** : Une **combustion** est une réaction lors de laquelle on **forme** du **CO<sub>2</sub>** et de l'**H<sub>2</sub>O**.

Rappel : une combustion est une oxydation complète d'un composé carboné (glucose) :



\* O<sub>2</sub> est réduit en H<sub>2</sub>O et C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> est oxydé en CO<sub>2</sub>.

B. **VRAI** : Définition à bien connaître, plus un élément est électron**égatif**, plus il va **attirer les électrons** impliqués dans la liaison entre deux atomes. Par rapport au tableau périodique, l'électronégativité augmente de la gauche vers la droite et du bas vers le haut. C'est le Fluor qui a l'électronégativité la plus forte.

électro**positif** ≠ électron**égatif**

C. **FAUX** : Ce sont les atomes de la **2ème période (lignes)** (tel que C, N, O ou encore F) qui seront les plus propices à effectuer des **liaisons  $\pi$** .

D. **VRAI** : Il faut savoir que **plus un élément se situe sur une petite période**, plus il sera petit et plus il se **liera fortement** avec les autres atomes. La liaison sera donc d'autant plus forte et **difficile à rompre** que l'atome sera petit. Etant donné que **F** est situé dans la **2ème période** et que **P** est quant à lui sur la **3ème période**, ( $2 < 3$ ). Donc F est plus petit que P. Ainsi, la liaison **F-O** sera plus forte que la liaison **P-O**.

E. **VRAI** : Les molécules **inorganiques** n'ont **pas de Carbone** dans leur structure chimique à l'**exception** des éléments suivants :

- **CO<sub>2</sub>** → dioxyde de carbone
- **CO** → monoxyde de carbone
- **HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>** → ion bicarbonate, aussi appelé **ion hydrogénocarbonate** (!/! bien connaître tous les noms que peuvent avoir une même molécule chimique)
- **CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>** → ion carbonate

Rappel : molécules organiques ont un squelette avec du Carbone et des Hydrogènes.

### QCM 9 : E

A. **FAUX**, le deutérium correspond à **un hydrogène et un neutron**.



B. **FAUX, attention !!** Malgré le fait que l'hydrogène se retrouve dans la première colonne, celui-ci ne fait pas partie de la famille des alcalins. Il ne fait partie d'aucune famille.

C. **FAUX**, l'hydrogène fait des liaisons hydrogène avec **le fluor (F), l'oxygène (O) et l'azote (N)**. Il ne réalise pas de liaisons hydrogènes avec le soufre.

D. **FAUX**, n.o (H<sub>2</sub>) = 0. Le n.o de 0 correspond à tous les corps simples.

E. **VRAI**, quand l'hydrogène est sous forme de proton donc ion hydrogène H<sup>+</sup> n.o = +1 **attention** sous forme d'ion hydrure H<sup>-</sup> le n.o = -1.

### QCM 10 : BDE

A. **FAUX, Attention, quand il y a marqué dans tous les cas ou alors uniquement**, il faut souvent se méfier car l'item, dans la majorité des cas, est faux.

Quand l'oxygène prend la forme de molécule O<sub>2</sub> le n.o est de 0.

Quand l'oxygène est sous la forme de **péroxyde** le n.o(O) est de -1

B. **VRAI**, ce sont ces principales utilisations dans le médical.

C. **FAUX**, c'est un gaz incolore **inodore**, insipide.

D. **VRAI**,

E. **VRAI**, item est vrai, l'oxygène est un puissant oxydant cependant dans trois situations ce n'est pas le cas : **métaux nobles, gaz nobles, platine**.

### QCM 11 : ABCD

A. **VRAI**, Z = 16

<b>Soufre</b>	
+6 999,6	<b>16</b>
+5 2,58	
+4	
+3	
+2	
...	
-2	
[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	
32,0675	

B. **VRAI**, Une molécule **hypervalente** est une espèce chimique qui peut s'entourer de plus d'électrons que ceux permis par la règle de l'octet. Le soufre comme le phosphore peuvent en faire.

C. **VRAI**, le soufre réalise souvent des caténations et est plus stable lorsqu'il réalise ces liaisons avec lui-même.

D. **VRAI**,

$$\text{n.o.}(\text{S}) + 3 \times \text{n.o.}(\text{O}) = 0$$

$$\text{n.o.}(\text{S}) + 3 \times (-2) = 0$$

$$\text{n.o.}(\text{S}) - 6 = 0$$

---

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

E. **FAUX**, n.o (S) de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  est de **+6**

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

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

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

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

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

### QCM 12 : BC

A. **FAUX**, le phosphore blanc est plus toxique et plus réactif que le phosphore rouge (allumette) .

mémo : quand il y a une explosion, c'est une fumée blanche qui apparaît donc il s'agit du phosphore blanc. Dans les allumettes classiques, il s'agit du phosphore rouge.

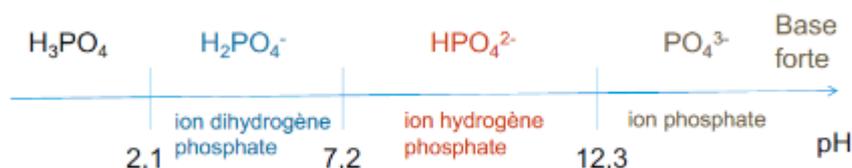
B.

**VRAI**,

C.

**VRAI**,

D. **FAUX**,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  et  $\text{HPO}_4^{2-}$  sont des molécules amphotères : ce sont à la fois une base et un acide.



E. **FAUX**, il s'agit d'un couple acide-base. Si on calcule le n.o. des 2 espèces composant ce couple, on se rend compte qu'ils ont le même nombre d'oxydation. Pour passer d'une espèce à l'autre, il y a un échange d'un proton  $\text{H}^+$  : c'est donc un couple acido-basique.



### QCM 13 : AE

A. **VRAI** : Le carbone  $\text{sp}^2$  correspond bien au carbone graphite. Il est constitué de feuillets à maille hexagonale. Le carbone graphite forme les mines de crayon de papier.

Par ailleurs, il existe également le carbone sous forme de diamant, il est hybridé  $\text{sp}^3$ . Ces deux types de carbone (graphite et diamant) sont appelés des variétés allotropiques du carbone.

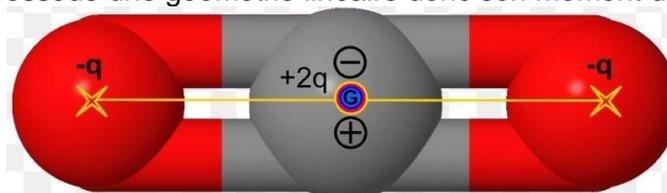
B. **FAUX** : Le carbone possède plusieurs isotopes, il en existe des naturels et des radioisotopes.

→ Les isotopes **naturels stables** sont : le **carbone 12** et le **carbone 13**.

→ Les **radioisotopes** sont le **carbone 14** qui possède une période longue donc il sert à la datation et le **carbone 11** qui a une période courte donc il est utilisé dans les imageries médicales.

C. **FAUX** : Au contraire, le monoxyde de carbone est un gaz incolore, **inodore**, insipide et inflammable. Il y a justement chaque année 6000 intoxications par an au monoxyde de carbone qui entraîne 300 morts.

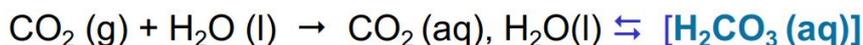
D. **FAUX** : La molécule de  $\text{CO}_2$  possède une géométrie linéaire donc son moment dipolaire est nul.



**La molécule de dioxyde de carbone est apolaire**

E. **VRAI** : Lorsque l'on met du  $\text{CO}_2$  dans de l'eau, il forme un oxyde acide :

→ CO<sub>2</sub> est un oxyde acide



Acide carbonique

Stable en milieu aqueux

(ex : en solution dans boissons gazeuses)

#### QCM 14 : CE

- A. **FAUX** : L'azote est un atome très électronégatif donc il peut effectuer des liaisons hydrogènes.  
*Rappel des éléments pouvant effectuer des liaisons hydrogènes : ils **FONt** des liaisons (Fluor, Oxygène, Azote).*
- B. **FAUX** : Afin de connaître les différents états d'oxydation d'un élément chimique, il faut écrire sa configuration électronique. L'atome d'azote possède 7 électrons donc :  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Par la suite, il faut compter le nombre d'électrons pour que la couche électronique soit remplie d'une part et vidée d'autre part.
- Pour que la dernière couche soit remplie : gain de  $3 e^- \rightarrow -3$ .
  - Pour que la dernière couche soit vidée : perte de  $5 e^- \rightarrow +5$ .
- L'azote peut donc prendre des nombres d'oxydation allant de **-3** à **+5**.
- C. **VRAI** : NH<sub>4</sub>OH est bien l'hydroxyde d'ammonium.
- D. **FAUX** : N<sub>2</sub>O est un **oxyde neutre** car il ne réagit pas en présence d'eau.
- E. **VRAI** : Les nitrates (NO<sub>3</sub><sup>-</sup>) sont plus stables que les nitrites (NO<sub>2</sub><sup>-</sup>). Par contre, les nitrites sont plus réactifs que les nitrates.

#### QCM 15 : A

- A. **VRAI** : Les **halogènes** se situent bien dans la **colonne 17** du tableau périodique avec comme avec une configuration électronique externe  $n s^2 n p^5$ .  
*Rappel : les halogènes = fluor (F), chlore (Cl), brome (Br), iode (I) et astatine (At).*
- B. **FAUX** : Les **halogènes** n'existent **pas à l'état atomique** dans leur état naturel, on ne les retrouve que sous forme liés.
- C. **FAUX** : L'**ion fluorure** est bien un oligo élément mais il s'agit d'un anion donc il s'écrit **F<sup>-</sup>** et non **F<sup>+</sup>**. Un **oligoélément** est un élément présent en quantité faible mais cette concentration doit demeurer constante, et une variation tant positive que négative, engendre l'apparition de maladies.
- D. **FAUX** : Si l'apport en ions fluorures est **excédentaire**, alors l'**excès de fluor** provoque l'apparition de **taches sur les dents** de couleur blanchâtre ou marron, il s'agit de la **fluorose dentaire**. En revanche, un **déficit en ion fluorure** contribue notamment à l'apparition de **caries dentaires**.
- E. **FAUX** : **HCl**, l'acide chlorhydrique est un **acide très fort** et très utilisé en chimie. Pour rappel, un acide fort est une substance chimique qui a la capacité de libérer un grand nombre d'ions hydrogène (H<sup>+</sup>) lorsqu'elle est dissoute dans l'eau.

#### QCM 16 : BDE

- A. **FAUX** : L'hypochlorite de sodium (NaClO) est le principe actif de l'eau de Javel. Attention de ne pas se tromper !! La différence fondamentale entre ces deux ions réside dans leur composition atomique et leur charge. L'**ion hypochlorite** possède une seule **charge négative** (-1) et **un atome d'oxygène (ClO<sup>-</sup>)**. Tandis que l'ion hypochlorate a une charge négative plus importante (-2) et deux atomes d'oxygène.
- B. **VRAI** : L'**eau de Javel** est bien un **agent bactéricide**. Cette substance a permis d'améliorer l'hygiène et ce, particulièrement dans le domaine médical.  
*Rappel : l'eau de Javel a plusieurs actions : blanchissante, désinfectante, potabilisation de l'eau.*
- C. **FAUX** : L'iode est une substance **violette** peu soluble dans l'eau. Ainsi, elle permet de révéler la présence d'amidon en formant un complexe bleu-violet..
- D. **VRAI** : L'iodure est bien un oligo-élément.  
*Rappel : un oligoélément est un élément présent en quantité faible mais sa concentration doit rester constante. Toute variation, qu'elle soit positive ou négative, peut engendrer l'apparition de maladies. Il est donc important d'avoir un apport quotidien afin de compenser les pertes.*
- E. **VRAI** :