université de BORDEAUX

PASS

TUTORAT SANTÉ BORDEAUX

Préparation aux examens Médicaux et Paramédicaux

Médecine Pharmacie Maïeutique Odontologie Filières Paramédicales

Kinésithérapie
Ergothérapie
Psychomotricité
Podologie

CORRECTION - COLLE Tut'rentrée - UE14

14 Septembre 2020 - Rédigé par vos Têtards
Atomistique, liaisons, thermodynamique, équilibres chimiques
Relu par la Pre FORFAR

QCM 1 : CD

QCM 2 : CE

QCM 3 : ABCDE

QCM 4 : CD

QCM 5 : ABDE

QCM 6 : ABCE

QCM 7 : BE

QCM 8 : AC

QCM 9 : BDE

QCM 10 : CDE

QCM 11 : BE

QCM 12 : CE

QCM 13 : ACD

QCM 14 : ADE

QCM 1 : CD

A. **FAUX**, le nombre de masse **A** représente les **nucléons** (protons + neutrons).
B. **FAUX**, c'est la définition des isobares (A identique). Les isotopes ont un Z (protons) identique et des A différents.
C. **VRAI**, un atome est formé de protons, neutrons et électrons et est donc divisible. Les solutions de l'équation de Schrödinger permettent de définir les 4 nombres quantiques.
D. **VRAI**, plus le nombre quantique secondaire (ou azimutal) ℓ est grand, plus la forme de l'orbitale atomique est complexe.
E. **FAUX**, Schrödinger définit une orbitale atomique comme une **région de l'espace où la probabilité de trouver un électron est grande**. Il n'y a aucune de certitude quand à la position de l'électron.

QCM 2 : CE

A. **FAUX**, à l'état fondamental, un atome se trouve dans son état énergétique le plus stable autrement dit celui de plus **basse** énergie.
B. **FAUX**, deux électrons d'un même atome qui ne peuvent pas être décrits par les 4 mêmes valeurs de nombres quantiques concerne **la règle d'exclusion de Pauli**.
La **règle de Klechkowski** énonce que l'ordre de remplissage des sous-couches est indiqué par la valeur croissante de la somme ($n+\ell$).
D. **FAUX**, le Chrome $_{24}Cr$ (Z=24) est une exception aux règles de remplissage mais sa configuration électronique s'écrit de la façon suivante : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^5\ 4s^1}$. À ne pas confondre avec le Cuivre $_{29}Cu$ (Z=29) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^{10}\ 4s^1}$. Ces deux exceptions sont à savoir par coeur !!!!!!
E. **VRAI**, l'Aluminium Al (Z=13) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ perd 3 électrons et devient Al^{3+} $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ~~$3s^2\ 3p^4$~~ pour se rapprocher le plus possible du gaz noble le plus proche, c'est-à-dire le Néon (Z=10) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. La configuration électronique de l'Aluminium peut s'écrire de la manière suivante : [Ne] $3s^2\ 3p^1$. On dit alors que cet ion est isoélectronique du Néon.

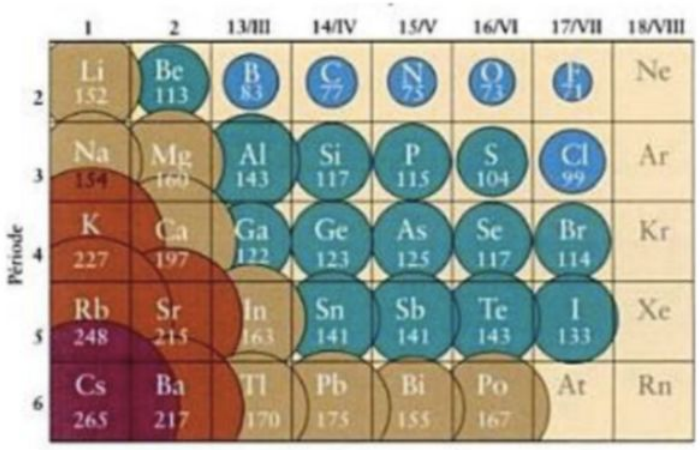
QCM 3 : ABCDE

A. **VRAI**, pour connaître la période d'un élément chimique, il faut regarder la **valeur du nombre quantique principal maximal**. Ici, la configuration électronique se finit par un $\mathbf{3}s^2$. Le ^{12}Mg se situe donc bien dans la 3ème période du tableau périodique.
B. **VRAI**, l'Argon est un élément situé dans le bloc p (type ns^2np^x), le numéro de la colonne correspond à la valeur de 2 + 10 + X soit 18. L'Argon se situe bien dans la 18ème colonne du tableau périodique. Il fait donc partie des gaz rares.
C. **VRAI**, pour un élément situé dans le bloc d (type $3d^y4s^w$), le numéro de la colonne correspond au nombre d'électrons dans les OA externes d et s. Ici, la configuration du Vanadium se termine par $3d^34s^2$. Il se situe donc dans la colonne 3+2 = **5**.
D. **VRAI**, le Cobalt se situe dans la colonne 7+2 = **9** ($3d^74s^2$). Il fait donc partie des éléments de transition comprenant les colonnes 3 à 11.
E. **VRAI**, dans cet item on s'est référé à la nomenclature du gaz noble le plus proche pour éviter d'avoir à réécrire toute la configuration électronique.
Pour cela on met entre crochets le gaz noble précédent (en terme de nombre d'électrons) dans la classification périodique. Ensuite on y ajoute les électrons les plus externes, qui ne sont pas présents dans le gaz noble correspondant mais qui sont dans l'atome décrit.

QCM 4 : CD

A. **FAUX**, au sein de la classification périodique, le numéro atomique Z augmente de la gauche vers la droite et de haut en bas.
B. **FAUX**, au sein de la classification périodique, le rayon atomique augmente de la droite vers la gauche et de haut en bas.

En effet, sur une même ligne, la couche périphérique est la même. Ainsi, si on rajoute des électrons sur cette même couche, alors ils auront tendance à être plus “attirés” par le noyau et donc à faire diminuer le diamètre de l’atome.



C. **VRAI**, au sein d’une colonne de la classification périodique, le rayon atomique augmente de haut en bas.
En effet, sur une même colonne le nombre de couches (K, L, M, N) augmente progressivement de haut en bas, élargissant ainsi le diamètre.
NB : on ne fait pas de comparaison inter périodes pour les rayons atomiques.

D. **VRAI**, l’énergie de première ionisation augmente de manière inverse au rayon atomique.
En effet, plus un électron est proche du noyau, plus il est soumis à son énergie et donc difficile à arracher.

E. **FAUX**, l’atome X5 ayant un rayon atomique plus élevé que celui de X4, son dernier électron est moins soumis à l’énergie attractrice du noyau. Ainsi, l’énergie de première ionisation de X5 est plus basse que celle de X4. .

QCM 5 : ABDE

B. **VRAI**, les liaisons ioniques sont assurées par des forces électrostatiques fortes. Elles sont responsables de la formation d’édifices très stables (NaCl), qui sont détruits lors de la mise en solution aqueuse. Si on mélange de l’eau à du sel (NaCl), ce dernier se dissout du fait de la rupture des liaisons ioniques.

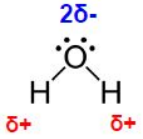
C. **FAUX**, certaines molécules ne respectent pas la règle de l’octet. Il s’agit de molécules stables dont au moins un atome ne respecte pas la règle de l’octet. C’est le cas du BF_3 (triofluorure de bore). On peut aussi citer l’hydrogène qui quant à lui respecte la règle de l’octet car il n’a qu’un seul électron. Le cas de l’hypervalence ne respecte pas non plus la règle de l’octet.

D. **VRAI**, une liaison de coordination est la mise en commun d’un doublet électronique entre une base de Lewis et un acide de Lewis. La base de Lewis cède 2 électrons (= doublet électronique), alors que l’acide de Lewis ne fournit pas d’électrons.

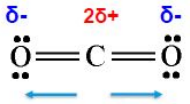
QCM 6 : ABCE

B. **VRAI**, dans cette molécule, les carbones sont hybridés sp. Ainsi, les deux liaisons sigma (C-H) sont diamétralement opposées (180°) car il n’y a pas de rotation au niveau de la triple liaison C≡H (1 sigma + 2 pi). Nous avons donc une molécule linéaire.

D. **FAUX**, la molécule H_2O est hybridée sp^3. Sa représentation spatiale est représentée ci-dessous. C’est une molécule polaire car la somme de ses moments dipolaires ne s’annule pas. Elle possède en effet un moment dipolaire.



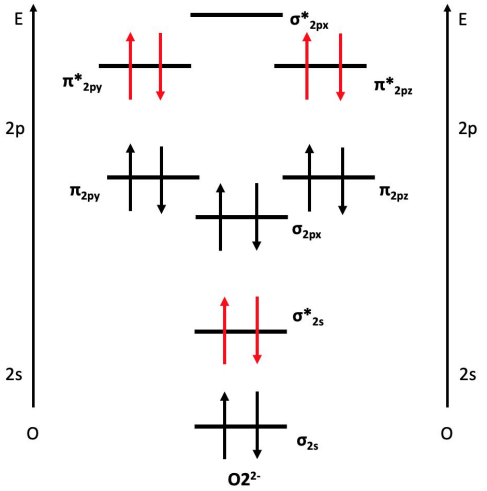
E. **VRAI**, la molécule de CO_2 a une géométrie linéaire qui la rend dans son ensemble apolaire, et ce, même si elle possède des liaisons polarisées. Ici, la somme des moments dipolaires s'annule.



QCM 7 : BE

A. **FAUX**, une molécule est dite "**paramagnétique**" lorsque l'on retrouve au moins un électron célibataire sur son diagramme LCAO. Ici, tous les électrons des orbitales moléculaire (OM) sont appariés donc il s'agit d'une molécule **diamagnétique**.
*Mnémo : une molécule **di**amagnétique n'a pas d'électron célibataire, car "di" fait référence à "deux", comme dans un couple, donc pas célibataire.*

B. **VRAI**, les orbitales moléculaires antiliantes sont notées avec un *, en somme elles contiennent 8 électrons (colorés en rouge sur le LCAO).
Attention : il ne faut pas oublier les OA 1s qui donneront des OM σ1s et σ*1s. Ces OM existent même si on ne les représente pas sur le LCAO.



C. **FAUX**, L'indice de liaison **I.L. = 1/2 (Σ(électrons liants) – Σ(électrons antiliants))**
Concernant l'O_2^- on retire 1 électron antiliant (de plus haute énergie), donc $IL(O_2^{2-}) < IL(O_2^-)$.
Si l'on veut détailler le calcul, on a donc $I.L.(O_2^{2-}) = (8 - 6)/2 = 1$ alors que $I.L.(O_2^-) = (8 - 5)/2 = 1,5$.

D. **FAUX**, ce diagramme 2 OM pi liantes et 2 OM pi anti-liantes.

E. **VRAI**, l'orbitale de plus basse énergie qui ne possède pas d'électron est une orbitale σ*. Elle est visible au sommet du diagramme.

QCM 8 : AC

B. **FAUX,** une variable d'état intensive est une variable indépendante de la quantité de matière.
*Moyen mnémotechnique : **in**tensive **in**dépendant de la quantité de matière.*

C. **VRAI,** une transformation adiabatique se fait sans transfert thermique avec le milieu extérieur, or q correspond à l'énergie échangée sous forme de chaleur, ainsi elle est considérée comme nulle.

D. **FAUX,** c'est la définition du second principe de thermodynamique. Le premier principe stipule que l'énergie ne peut pas être créée ou disparaître au cours d'une transformation, elle se transforme.

E. **FAUX,** une réaction endergonique ($\Delta_r G>0$) est une réaction non spontanée.

QCM 9 : BDE

A. **FAUX**, l'entropie est une mesure d'états **microscopiques**, le reste est vrai.

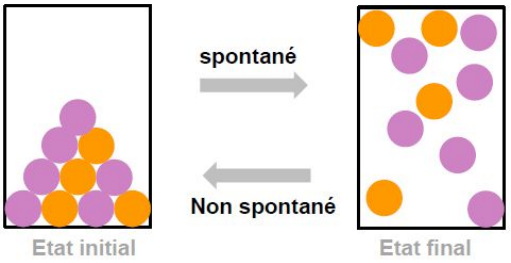
B. **VRAI**, l'entropie mesure le désordre de la matière, donc si le désordre augmente, l'entropie S augmente aussi.

C. **FAUX**, lors d'une transformation irréversible :
$\mathbf{dS_{tot}} = \delta S_{système} + \delta S_{extérieur}$

δSsystème dans une transformation irréversible, ne peut qu'augmenter. Si l'entropie augmente, on augmente le désordre : **$\delta S_{extérieur}$ =** q/T

Donc, **dS_{tot} = $\delta S_{système}$** + q/T ce qui est forcément positif.

D. **VRAI**,



Tips : une chambre est en désordre de manière spontanée, alors que son rangement demande de l'énergie (non spontané).

E. **VRAI**, le second principe de thermodynamique qui énonce : "Il existe une fonction d'état **extensive** S, appelée entropie, qui est telle que lors de l'évolution d'un système isolé, l'entropie de ce système ne peut pas diminuer".

QCM 10 : CDE

A. **FAUX**, l'enthalpie libre de réaction a pour expression : **$\Delta_r G° = \Delta_r H° - T\Delta_r S°$.**
On considère que l'**enthalpie standard de réaction** et l'**entropie standard de réaction** varient très peu sur des gammes réduites de température. Cette relation est de type y= ax + b.
On peut donc suivre l'évolution de $\Delta_r G° = f(T)$: la droite obtenue sera de pente **$-\Delta_r S°$** et d'ordonnée à l'origine **$\Delta_r H°$**. L'ordonnée à l'origine correspond à l'enthalpie standard de réaction.

B. **FAUX**, l'ordonnée à l'origine est de -891, c'est-à-dire que l'enthalpie standard de réaction est de -891 $kJ.mol^{-1} < 0$. La réaction est donc exothermique.

C. **VRAI**, *voir item A*.

D. **VRAI**, calculer la pente de la droite revient à calculer l'entropie standard de réaction :

$\Delta rS° = [2*S°(H_2O)+S°(CO_2)]-[S°(CH_4)+2*S°(O_2)]$

$\Delta rS° = (214 + 2 \times 188) - (186 + 2 \times 205) = -6\ J.K^{-1}$.

E. **VRAI**, l'enthalpie libre de réaction à pour expression : $\Delta rG° = \Delta rH° - T\Delta rS°$

$\Delta rH° = -891\ kJ/mol$ et $\Delta rS° = -6\ J.K^{-1}.mol^{-1}$.

$\Delta rG° = \Delta rH° - T\Delta rS°$

$\Delta rG° = -891.10^3 - 300 \times (-6)$

$\Delta rG° = -891\ 000 + 1800$

$\Delta r\ G° = -\ 889\ 200\ J/mol = -\ 889{,}2 kJ.mol^{-1}$.

QCM 11 : BE

A. **FAUX**, quand on équilibre la réaction, on obtient :

$$C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 3H2O_{(l)}$$

B. **VRAI**, la réaction de l'exercice représente la réaction de combustion de l'éthanol. Ainsi pour calculer l'enthalpie standard de combustion de l'éthanol il faut calculer l'enthalpie standard de réaction de la réaction. Pour cela on utilise les enthalpies standard de formation des différents éléments via la **loi de Hess** :

$$\Delta_r H° = \sum \nu_i \Delta_f H°_i$$

$\Delta_r H° = 2 \times \Delta_f H°(CO_{2(g)}) + 3 \times \Delta_f H°(H_2O_{(l)}) - \Delta_f H°(C_2H_5OH_{(l)}) - 3\Delta_f H°(O_{2(g)})$

$\Delta_r H° = -\ 2 \times 390 - \ 3 \times 285 + 278$

$\Delta_r H° = -780 - 855 + 278$

$\Delta_r H° = -1357$ kJ/mol

Ainsi l'enthalpie standard de réaction est de -1357 kJ/mol. Or ici $\Delta_r H° = \Delta_r H°_{comb}$, donc **$\Delta_r H°_{comb}$ = -1357 kJ/mol.**

C. **FAUX**, l'apport énergétique est égal à $-\Delta_r H°_{comb}$, donc l'apport énergétique vaut **1357 kJ/mol.**

D. **FAUX**, pour calculer l'apport énergétique par nombre de mole d'O_2 on utilise la formule :

$$\text{AE/mol d'}O_2 = \frac{|\Delta rH°_{comb}|}{Moles\ d'O_2}$$

$$\text{AE/mol d'}O_2 = \frac{|-1357|}{3}$$

AE/mol d'O_2 ≈ **452 kJ/mol d'O_2**

E. **VRAI**, pour déterminer le volume d'O_2 consommé en fonction du nombre de mole d'éthanol consommé on utilise la formule :

$$\text{AE/dm}^3\text{ d'}O_2 = \frac{|\Delta rH°_{comb}|}{Moles\ d'O_2 \times VMN}$$

Dans l'énoncé on nous indique que l'on consomme 5 moles d'éthanol. Si l'on multiplie par 5 le nombre de mole d'éthanol il faut donc aussi **multiplier par 5 le nombre de moles d'O_2 dans la réaction.** On obtient donc la formule suivante :

$$\text{AE/dm}^3\text{ d'}O_2 = \frac{|-1357|}{15 \times 22{,}4}$$

$$\text{AE/dm}^3\text{ d'}O_2 = \frac{1357}{336}$$

AE/dm^3 d'O_2 ≈ **4 kJ/dm^3 d'O_2**

QCM 12: CE

A. **FAUX**, le système tend à évoluer vers un état **dynamique**. Les réactifs et produits sont présents mais n'ont plus tendance à subir de nouvelles transformations.

B. **FAUX**, c'est la somme des fractions molaires qui est égale à 1. La somme de pressions partielles est égale à la **pression totale** de nos différents gaz.

D. **FAUX**, on différencie deux cas pour l'expression de K :

- la réaction se déroule en **phase gazeuse**, ainsi les activités s'expriment à partir des **pressions partielles**
- la réaction se déroule en **phase aqueuse**, alors les activités s'expriment à partir des **concentrations**.

NB : K est sans unité car c'est un rapport d'activités.

E. **VRAI**, dans la formule de K, les coefficients stoechiométriques sont en puissance.

QCM 13 : ACD

B. **FAUX**, si on ajoute du $Br_2(g)$, l'équilibre de la réaction va se déplacer dans le sens qui va réduire la quantité de $Br_2(g)$, donc la réaction va se déplacer dans le sens indirect (*sens 2*).

C. **VRAI**, si on diminue la pression, l'équilibre chimique va se déplacer dans le sens d'une **augmentation du nombre de molécules à l'état gazeux**. Du côté des réactifs ($COBr_2$), on a une molécule à l'état gazeux alors que du côté des produits ($CO + Br_2$), on a 2 molécules à l'état gazeux. Donc, la réaction dans le sens 1 tend bien à induire une augmentation du nombre de molécules à l'état gazeux.

D. **VRAI**, si la température augmente, l'équilibre va chercher à se déplacer dans le sens **endothermique** de la réaction ($\Delta_r H° > 0$). Dans l'énoncé, on nous dit que la réaction est endothermique, donc une augmentation de la température favorise en effet le sens 1.

E. **FAUX**, cette réaction est indépendante de la pression : nombre de moles de gaz des réactifs = nombre de moles de gaz des produits.

QCM 14 : ADE

A. **VRAI**, *voir tableau*.

	NO (g) + ½ O2 (g) ⇌ NO2(g)			Total
t =0	4	4	0	ntot = 8
t =eq	4 - x	4 – x/2	x	ntot = 4 –x +4 – x/2 + x ntot = 8 – x/2

B. **FAUX**, à l'équilibre, la fraction molaire de NO_2 vaut : $n_{(NO2)}/n_{tot}$ = **x / (8-x/2).**

C. **FAUX**, la constante d'équilibre vaut K = (aNO_2) / $(aNO)(aNO_2)^{1/2}$**.** Ensuite on exprime les activités à partir des pressions partielles.

Attention : ne pas oublier que P° = pression de référence = 1 bar.

D. **VRAI,** lorsque x = 2, $n_{tot\ (éq)}$ = 8 - (2/2) = 7mol.

$P_{éq}V_{éq} = n_{tot\ (éq)}RT_{éq}$ et $P_0\ V_0 = n_{tot\ (t0)}RT_0$.

$P_{éq}\ V_{éq}$ / $P_0\ V_0$= $(n_{tot\ (éq)}RT_{éq})$ / $(n_{tot\ (t0)}RT_0)$

Or la réaction est isotherme (T=250K) et isochore (le récipient est indilatable). De plus, R est une constante. On obtient donc $P_{éq}$ / P_0 = $n_{tot\ (éq)}$ / $n_{tot\ (t0)}$ d'où $P_{éq}$ /P_0 = 7/ 8 d'où **$P_{éq}$ = 7/8 P_0 .**

E. **VRAI,** la réaction serait totale si l'un des deux réactifs était consommé en totalité. Donc on obtient 2 hypothèses :

- Soit le NO(g) est le réactif limitant auquel cas 4-x = 0. On obtient x=4 moles donc NO(g) serait le réactif limitant pour un avancement de 4 moles.
- Soit le O_2(g) est le réactif limitant auquel cas 4-x/2 = 0. On obtient 4=x/2 d'où x=8 moles.

Un avancement de 4 moles provoque donc la consommation de la totalité du NO(g) alors que seulement la moitié du O_2 est consommée. NO(g) est donc le réactif limitant.