

QUESTIONS DE TYPE QCM

1. La méthode scientifique

- a) Le symbole M représente l'unité du mètre
- b) Le poids et la masse s'expriment avec les mêmes unités
- c) Un degré de l'échelle Kelvin est égal à un degré de l'échelle Celsius
- d) Un joule vaut un $\text{kg}\cdot\text{m}^2\cdot\text{s}^{-2}$
- e) 27,80 est un nombre à 4 chiffres significatifs

2. États de la matière

- a) Un composé peut être "séparé" en ses éléments constituants par des procédés chimiques
- b) Les molécules sont les plus petites parties d'un élément possédant les propriétés de celui-ci
- c) Dans un solide, les particules sont presque immobiles
- d) L'ordre de grandeur de la densité d'un gaz est $1\text{ kg}\cdot\text{dm}^{-3}$
- e) La plupart des éléments connus sont stables (non radioactifs)

3. Atomes et molécules (a)

- a) Le proton est plus lourd que le neutron
- b) Les électrons sont responsables des propriétés chimiques
- c) Le nombre d'Avogadro représente environ l'inverse de la masse absolue moyenne d'un nucléon
- d) Chaque élément possède en principe plusieurs isotopes
- e) L'unité de masse molaire est le dalton (Da).

4. Atomes et molécules (b)

- a) Le calcium-47. ^{47}Ca se décompose radioactivement avec une période de 3,5 jours. Si l'on part de 32 mg, il reste 4 mg non décomposés après deux semaines
- b) Le brome a deux isotopes principaux, ^{79}Br et ^{81}Br . Sa masse atomique étant de 79.9, l'abondance isotopique de l'isotope le plus lourd est légèrement plus grande que celle de l'isotope le plus léger
- c) La formule brute d'une molécule indique la manière dont les atomes sont liés entre eux
- d) Une molécule diatomique comprend deux atomes du même élément ou de deux éléments différents
- e) Les métaux ont tendance à être des éléments électropositifs, formant des cations.

QUESTIONS DE TYPE QCM

5. Moles et concentrations

- a) La masse moléculaire est la masse d'une molécule exprimée en g
- b) La masse molaire est la masse de $6 \cdot 10^{23}$ particules exprimée en daltons
- c) La concentration d'une substance chimique s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ou $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ (M)
- d) Une fraction molaire est le nombre de mole d'un composé donné divisée par le nombre de moles de solvant
- e) Une fraction volumique est le volume d'un composé par rapport au volume total de la solution.

6. Gaz parfaits

- a) Dans un gaz parfait, les atomes ou molécules se meuvent rapidement et sans interaction entre eux (elles)
- b) L'unité de pression est le pascal qui vaut un newton par mètre carré
- c) Une mole d'un gaz parfait occupe un volume de 22,4 litres à 25°C et 1 atm (conditions standard)
- d) La concentration d'un composant d'un mélange gazeux s'exprime par sa pression partielle qui est proportionnelle à la fraction molaire de ce composant
- e) A température constante, une augmentation de volume correspond à une diminution de pression

7. Liaisons chimiques

- a) La nature de la liaison chimique est essentiellement électrique
- b) La longueur de liaison correspond à la distance entre deux atomes qui minimise la somme de leurs énergies
- c) La liaison hydrogène est une liaison de type "dipôle-dipôle"
- d) La liaison covalente polarisée se trouve surtout dans les composés ioniques
- e) Un composé supramoléculaire est souvent obtenu par auto-assemblage.

8. Réaction chimique: définitions

- a) Une réaction chimique est souvent réversible, ce qui conduit à un équilibre
- b) Pour équilibrer une réaction chimique il suffit de veiller à ce que le nombre de molécules (ou particules) d'un type donné soit le même à droite et à gauche
- c) Lorsque lors d'une réaction à pression constante un gaz se dégage ou un solide précipite, la réaction est souvent complète
- d) Une réaction acide-base correspond à l'échange d'un électron
- e) Une réaction d'oxydo-réduction correspond à l'échange d'une charge électrique positive, le proton.

QUESTIONS DE TYPE QCM

9. Réaction chimique: bilan massique

- a) Les coefficients stoechiométriques d'une équation chimique équilibrée indique le nombre de moles de substances qui réagissent et qui se forment
- b) 120 ml de vinaigre contenant 5 % en masse d'acide acétique ($MM = 60$ Da) et de masse spécifique égale à 1 contiennent 1 mole d'acide acétique
- c) Soit la réaction : $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Les masses atomiques sont 108 (Ag), 14 (N) et 1 (H). On fait réagir 54 g de Ag^+ avec 12,5 g de NH_3 et l'on obtient 71 g de complexe argento-diamine.
- d) On précipite le calcium par du phosphate : $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$ en ajoutant du phosphate de sodium Na_3PO_4 . Les masses atomiques sont 23 (Na), 31 (P), 40 (Ca) et 16 (O). Il faut 164 mg de Na_3PO_4 pour précipiter 60 mg de calcium
- e) Le carbonate de sodium réagit avec l'acide chlorhydrique pour donner du gaz carbonique : $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$. Les masses atomiques sont 1 (H), 12 (C), 16 (O), 23 (Na). 53 mg de Na_2CO_3 produisent 22,4 ml de CO_2 dans les conditions normales de P et T .

10. Équilibre chimique (a)

- a) Les concentrations des réactifs et des produits ne changent pas lorsque l'équilibre est atteint
- b) Les vitesses des réactions directe et inverse sont nulles à l'équilibre
- c) Dans l'expression de la constante d'équilibre, les concentrations des substances solides interviennent à la puissance zéro
- d) La constante d'équilibre dépend de la température
- e) Écrire l'expression de la constante d'équilibre K nécessite la connaissance des coefficients stoechiométriques

11. Équilibre chimique (b)

- a) Lorsque l'on additionne deux équilibres chimiques, la constante de l'équilibre résultant est la somme des constantes des équilibres additionnés
- b) Soit un équilibre chimique défini par sa constante K . Si l'on écrit l'équilibre dans l'autre sens, le pK' associé à ce nouvel équilibre vaut $-pK$
- c) La constante de l'équilibre $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ n'a pas d'unité
- d) Plus le pK d'un équilibre est petit, plus l'équilibre est déplacé à gauche
- e) Soit l'équilibre : $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ dont la constante K_p vaut $9 \cdot 10^2$ à 290 K. Si à l'équilibre, $P_{\text{H}_2} = P_{\text{I}_2} = 0,1$ atm, P_{HI} vaut 30 atm.

QUESTIONS DE TYPE QCM

12. Équilibre chimique : principe de Le Chatelier

- a) Lorsque l'on augmente la concentration d'un réactif, la constante d'équilibre augmente
- b) Pour déplacer un équilibre à gauche, il faut éliminer l'un des produits
- c) Soit la réaction $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ qui se trouve à l'équilibre dans un ballon fermé, à T constante. Si l'on double la pression en ajoutant un gaz inerte (de l'argon), l'équilibre se déplace à gauche
- d) On prend le même mélange initial que sous c) et on le transfère dans un ballon de volume double. L'équilibre se déplace à droite
- e) Soit $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$, $\Delta H_r^\circ = -198 \text{ kJ}$. Une élévation de T favorise la dissociation de SO_3 .

13. Thermodynamique (a)

- a) L'enthalpie de formation d'une substance, ΔH_f° , à partir de ses éléments est toujours négative
- b) La variation d'enthalpie d'une réaction ΔH_r° est la chaleur produite ou utilisée à P constante
- c) ΔH_r° ne dépend que de l'état final et de l'état initial
- d) L'entropie d'une substance liquide est plus grande que celle du gaz correspondant
- e) Un équilibre est d'autant plus déplacé à droite que ΔG_r° est grand

14. Thermodynamique (b)

- a) Une réaction chimique se déroule de gauche à droite (réaction spontanée) seulement si ΔH_r° est négatif
- b) Plus le ΔG_r° d'une réaction est positif, plus la constante d'équilibre est grande
- c) La réaction de photosynthèse $6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{O}_2(\text{g})$ n'est pas une réaction spontanée ($\Delta H_r^\circ = 2800 \text{ kJ}$)
- d) Si l'on connaît les paramètres thermodynamiques d'une réaction (ΔH_r° , ΔS_r°), il est possible de calculer la température à partir de laquelle la réaction est spontanée ($K_{\text{eq}} > 1$)
- e) Le ΔG_r° de la réaction $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ vaut environ $80 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ($R = 8,3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $\ln 10 = 2,3$).

QUESTIONS DE TYPE QCM

15. **Acides et bases (a)**
- a) Un acide est un donneur de proton(s)
 - b) Une solution neutre ne contient ni H_3O^+ , ni OH^-
 - c) Le pOH d'une solution de HCl 0,02 M est 12,3
 - d) Plus le $\text{p}K_a$ d'un acide est grand, plus l'acide est fort
 - e) Plus une base est faible, plus son acide conjugué est un acide fort
16. **Acides et bases (b)**
- a) La concentration de H_3O^+ dans une solution d'acide acétique 0,001 M ($K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$) est égale à environ $1,3 \cdot 10^{-3}$ M
 - b) Le $\text{p}K_a$ de NH_4^+ vaut 9,24. Le pH d'une solution 0,01 M est égal à environ 5,6
 - c) Le pH d'une solution de HCl 10^{-8} M vaut 8
 - d) Une solution d'acétate de sodium est basique
 - e) Une solution de nitrate d'ammonium est basique
17. **L'effet tampon**
- a) Lorsque l'on ajoute une base à une solution tampon AH/A^- , la concentration en base conjuguée A^- augmente
 - b) Pour préparer un tampon de pH donné, il faut mélanger des quantités équivalente d'acide de $\text{p}K_a = \text{pH}$ désiré et de sa base conjuguée
 - c) Si l'on dilue une solution tampon d'un facteur 10, son pH varie d'une unité
 - d) Le pouvoir tampon d'une solution augmente si sa concentration augmente
 - e) Le pH d'une solution contenant 0,1 M de NaH_2PO_4 et 1 M de Na_2HPO_4 est égal à 6,2 ($\text{p}K_a$ de $\text{H}_2\text{PO}_4^- = 7,2$).
18. **Titrages acide-base**
- a) Le $\text{p}K_a$ de l'indicateur doit être choisi comme étant égale, à une unité près, au pH du point d'équivalence
 - b) Lorsque l'on dose un acide faible par une base forte, le point d'équivalence est à pH acide
 - c) Il est possible de distinguer les deux points d'équivalence du dosage d'un mélange de HCl et de CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4,76$) en utilisant deux indicateurs différents
 - d) On dose 20 ml de $\text{NH}_3(\text{aq})$ 0,1 M ($\text{p}K_b = 4,76$) par HCl 0,1 M. Le pH après l'ajout de 10 ml HCl vaut 9,24
 - e) Le pH du premier point d'équivalence du titrage de H_2CO_3 0,1 M ($\text{p}K_{a1} = 6,3$, $\text{p}K_{a2} = 10,3$) par NaOH 0,1 M vaut 8,3.

QUESTIONS DE TYPE QCM

19. Oxydo-réduction (a)

- a) Le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans un composé est toujours +1
- b) Dans le phosphite de sodium, Na_2PO_3 , le nombre d'oxydation du phosphore est de +5
- c) Dans la méthylamine CH_3NH_2 , le nombre d'oxydation du carbone est -2
- d) Un oxydant accepte un ou plusieurs électrons
- e) La décomposition de l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{CO}_2$ est une oxydation

20. Oxydo-réduction (b)

- a) Le ΔE_0 de la pile $\text{Pt}|\text{I}_2(\text{s})||\text{I}_2(\text{s})||\text{Ag}^+(\text{aq})|\text{Ag}(\text{s})$ valant +0,54 V et le potentiel standard d'électrode de Ag^+/Ag étant de +0,80 V, le potentiel standard de l'électrode I_2/I^- vaut -0,54 V
- b) Le Pb^{2+} ($E_r^0, \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13 \text{ V}$) oxyde le fer en Fe^{2+} ($E_r^0, \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$)
- c) H_2O ($E_r^0 = -0,42 \text{ V}$ pour $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ à $\text{pH}=7$) oxyde le magnésium ($E_r^0 = -2,36 \text{ V}$)
- d) H_2O ($E_r^0 = +0,81 \text{ V}$ pour $\text{O}_2, \text{H}^+/\text{H}_2\text{O}$ à $\text{pH}=7$) oxyde le chlorure ($E_r^0 = +1,36 \text{ V}$ pour Cl_2/Cl^-)
- e) Dans l'eau, à $\text{pH} = 7$, le sodium ($E_r^0 = -2,71 \text{ V}$ pour Na^+/Na) réduit K^+ ($E_r^0 = -2,93 \text{ V}$ pour K^+/K); voir c) et d) pour les potentiels normaux de l'eau.

21. L'équation de Nernst

- a) La valeur de ΔE_r d'une pile est toujours plus petite que ΔE_r^0
- b) Le pH influence le ΔE_r de la réduction du permanganate en Mn^{2+}
- c) Le ΔG_r^0 d'une pile n'est pas influencé par un changement de concentration
- d) La constante d'équilibre d'une réaction rédox s'évalue uniquement à partir des potentiels standard d'électrode
- e) Soit la réaction $\text{Pb}^{4+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Sn}^{4+}$. Les E_r^0 valent + 1,67 (Pb) et +0,15 (Sn). Lorsque le quotient de réaction vaut 10^6 , on mesure $\Delta E_r = 1,34 \text{ V}$.

QUESTIONS DE TYPE QCM

- 22. Électrolyse (1 F = 96'500 C)**
- Pour déposer 100,3 mg de mercure Hg à partir de $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, il faut faire passer 100 mA pendant 965 s. ($MA(\text{Hg}) = 200,6$)
 - Il faut faire passer 0,5 A pendant 1930 s dans une solution de NaCl 0,1 M pour récolter 0,224 l de H_2 aux conditions normales
 - Avec 1 F, on peut déposer 1 mole de vanadium à partir d'une solution de $\text{V}(\text{NO}_3)_3$
 - Pour produire 27 g d'aluminium à partir de Al_2O_3 , il faut 6 F
 - Pour électrolyser du sulfate de cobalt, CoSO_4 , il faut une tension d'au moins 1,09 V. $E^0_r(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$; $E^0_r(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +0,81$ (à pH = 7).
- 23. Produit de solubilité**
- L'unité du produit de solubilité du sulfate d'argent, Ag_2SO_4 , est M^3
 - Si l'on ajoute du sulfure S^{2-} à un mélange de Ni^{2+} et Fe^{2+} , FeS précipite en premier ($K_S(\text{FeS}) = 6 \cdot 10^{-18} \text{ M}^2$, $K_S(\text{NiS}) = 1 \cdot 10^{-25} \text{ M}^2$)
 - Si l'on plonge un os ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) dans une solution d'edta⁴⁻, il se dissout ($K_S = 2 \cdot 10^{-33} \text{ M}^5$, $K[\text{Ca}(\text{edta})^{2-}] = 5 \cdot 10^{10} \text{ M}^{-1}$)
 - Soit une solution de PbCl_2 0,01 M. Pour que $[\text{Pb}^{2+}]$ soit inférieure à 10^{-12} M , il faut ajouter plus de 0,07 M de Na_2CO_3 ($K_S(\text{PbCO}_3) = 7 \cdot 10^{-14} \text{ M}^2$)
 - La concentration de $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ dans une solution de $\text{Al}(\text{OH})_3$ est de $7,6 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ ($K_S = 9 \cdot 10^{-32} \text{ M}^4$).
- 24. Complexes**
- Un ligand est une molécule neutre qui se fixe sur un ion métallique par une liaison ion-dipôle
 - Dans $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, la valence primaire du fer est 2 et le nombre de coordination vaut 6
 - Le pK_a de l'eau augmente lorsque celle-ci se fixe sur un cation métallique
 - Le pK^d d'un complexe est égal à $-pK^f$
 - La formation d'acétate de magnésium $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ à partir de l'aquo-ion est typique d'une stabilisation enthalpique ($\Delta H_0^f = 12,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).
- 25. Cinétique (a)**
- La vitesse d'une réaction chimique dépend directement des coefficients stoechiométrique de l'équation chimique
 - En général, une transformation chimique complexe implique plusieurs étapes
 - L'ordre d'une réaction chimique dépend de son mécanisme
 - Soit $4\text{MnO}_4^- + 12 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 4 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$. La vitesse d'apparition de l'oxygène est 25% plus élevée que la vitesse de disparition du permanganate
 - Une réaction de premier ordre a un $t_{1/2}$ de 10 mn. Après une heure, il reste 1/16 du réactif initial.

QUESTIONS DE TYPE QCM

- 26. Cinétique (b)**
- a) La vitesse de réaction augmente toujours avec la température
 - b) Plus l'énergie d'activation est grande, plus une réaction est rapide
 - c) Un catalyseur modifie le chemin réactionnel et augmente E_a
 - d) L'énergie d'activation croît lorsque la température augmente
 - e) La constante de vitesse dépend de la température.
- 27. Structure électronique de l'atome (a)**
- a) La longueur d'onde associée à un électron en mouvement est inversement proportionnelle à sa quantité de mouvement
 - b) Le mouvement de spin de l'électron provoque un moment magnétique
 - c) La fonction d'onde associée à un électron est une quantité mesurable
 - d) L'orbitale représente la densité électronique due à un (ou deux) électron(s) défini(s)
 - e) Le nombre quantique magnétique représente la forme de l'orbitale
- 28. Structure électronique de l'atome (b)**
- a) Le nombre quantique ℓ possède des valeurs entières inférieures à n
 - b) La fonction d'onde ne peut être que positive
 - c) Une sous-couche électronique est l'ensemble des électrons associés aux $(2\ell + 1)$ orbitales ayant un même nombre quantique principal
 - d) Dans la structure électronique des atomes, la sous-couche 4f se remplit avant 5d
 - e) Plus le nombre quantique n est élevé, plus l'électron se trouve dans une orbitale d'énergie élevée.
- 29. Structure électronique de l'atome (c)**
- a) Lorsque l'on met des électrons dans les trois orbitales 2p (de même énergie), on remplit chaque orbitale (2 é) l'une après l'autre
 - b) La configuration électronique du Mn est $[\text{Ar}]3d^54s^2$; celle de Mn(II) sera $[\text{Ar}]3d^34s^2$
 - c) Il y a 14 éléments 4f
 - d) Les éléments d sont appelés éléments de transition
 - e) Le calcium est un élément de transition

QUESTIONS DE TYPE QCM

30. **Spectres atomiques (UV-visible)**
- a) Lors de l'absorption d'un photon, celui-ci ne transfère que l'énergie nécessaire à la promotion de l'électron d'un niveau à l'autre
 - b) L'énergie d'un photon lumineux est proportionnelle à sa fréquence
 - c) L'énergie des photons absorbés par un atome reflète la différence d'énergie entre les niveaux électroniques
 - d) Un atome absorbe la lumière à une seule longueur d'onde caractéristique de sa structure électronique
 - e) Un atome possède plusieurs raies d'émission caractéristiques de sa structure électronique
31. **Spectres atomiques (RX)**
- a) Les rayons X sont un rayonnement électromagnétique
 - b) La fréquence des rayons X est plus petite que celle de la lumière visible
 - c) La longueur d'onde des rayons X est de l'ordre de grandeur de 10^{-10} m
 - d) L'absorption et l'émission de rayons X impliquent les électrons des couches internes
 - e) Chaque atome possède une seule raie d'émission X caractéristique
32. **La liaison ionique**
- a) Certaines structures électroniques sont plus stables que d'autres
 - b) L'énergie d'ionisation d'un élément électropositif est négative
 - c) L'énergie d'ionisation augmente le long d'une période du tableau des éléments
 - d) En valeur absolue, l'affinité électronique augmente le long d'une période du tableau des éléments
 - e) La liaison ionique est assurée par des forces coulombiennes
33. **Liaison covalente**
- a) Dans le modèle de Lewis, les liaisons chimiques sont localisées et constituées chacune par une paire d'électrons
 - b) Dans BH_3 , les trois électrons de valence du bore sont utilisés et la règle de l'octet est satisfaite
 - c) Dans BH_3 , le bore ($1s^2 2s^2 2p^1$) est un acide de Lewis
 - d) Dans $\text{H}_3\text{C-NH}_2$, l'azote ($1s^2 2s^2 2p^3$) est une base de Lewis
 - e) Dans O=PCl_3 , le phosphore ($[\text{Ne}]3s^2 3p^3$) obéit à la règle de l'octet.

QUESTIONS DE TYPE QCM

34. Liaison polarisée

- a) L'électronégativité d'un élément est définie par rapport à son affinité électronique
- b) Dans le modèle présenté, la polarité d'une liaison chimique est due à un transfert de charge partielle, proportionnel à la différence d'électronégativité entre les deux éléments
- c) Soient les électronégativités suivantes : H (2.1), C(2.5), N (3.0), O(3.5). Une liaison N-H est plus polaire qu'une liaison C-O
- d) Une liaison C-N est aussi polaire qu'une liaison N-O
- e) Une liaison ionique est polaire à 100%.

35. Liaisons non covalentes

- a) Une liaison polaire est un dipôle électrique qui peut interagir avec un autre dipôle d'une autre molécule et ainsi créer une interaction intermoléculaire
- b) Une liaison ion-dipôle possède une énergie nettement plus faible qu'une liaison chimique classique (covalente ou ionique)
- c) Le mouvement des électrons crée des forces d'attraction entre molécules
- d) La température d'ébullition d'une substance ne dépend que de sa masse moléculaire
- e) La solubilité est déterminée par les forces intermoléculaires

36. Propriétés colligatives

- a) La molalité d'une substance dissoute est égale à sa molarité multipliée par sa fraction molaire
- b) Dans une solution 1 M de NaCl, la fraction molaire de NaCl est d'environ 0.018
- c) La molalité colligative d'une solution 0,05 m de phosphate de calcium est 0,2 m
- d) La molalité colligative d'une solution 0,1 m de glucose est plus petite que celle d'une solution 0,05 m de phosphate de sodium
- e) L'adjonction d'un soluté dans un solvant diminue sa pression partielle

QUESTIONS DE TYPE QCM

37. Propriétés colligatives

- a) La pression de vapeur de l'eau à 70°C est de 30 kPa. Si l'on ajoute 60 g de glucose ($MM = 180 \text{ Da}$) à 1 kg d'eau, cette pression diminue d'environ 0,2 kPa
- b) On prépare un mélange eau-éthylèneglycol ($MM = 62 \text{ Da}$) de manière à ce qu'il contienne 12,4% en masse d'éthylèneglycol. Son point de congélation est alors de +3,4 °C (K_F de l'eau = 1.86)
- c) Dans l'eau, 80% des atomes d'hydrogène sont impliqués dans des liaisons hydrogène
- d) La pression osmotique d'une solution isotonique (0.33 m_c) est d'environ 8,2 atm à 300 K ($R = 0,0821 \ell \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)
- e) La pression osmotique d'une solution de NaCl 0,5 m à 300 K est de ($R = 0,0821 \ell \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$) est d'environ 2,5 atm.

38. Chimie analytique

- a) Une analyse élémentaire ne peut être que qualitative
- b) La nature de l'échantillon est un facteur déterminant dans le choix d'une méthode d'analyse
- c) La division de l'échantillon en plusieurs "prises aliquotes" permet de tester la reproductibilité de la méthode utilisée
- d) Lorsqu'une méthode est bien décrite dans les livres, il n'y a pas besoin d'effectuer un essai à blanc
- e) La mesure du spectre d'émission de rayons X d'un échantillon (p. ex. dans un microscope électronique) permet son analyse élémentaire.

39. Chimie analytique

- a) L'énergie d'un photon est directement proportionnelle à sa longueur d'onde
- b) Les micro-ondes sont utilisées pour mesurer la rotation des spins électroniques
- c) Le rayonnement visible interagit avec les électrons internes des atomes
- d) Une substance bleue absorbe la lumière orange
- e) La transmission est le rapport de l'intensité de lumière absorbée à l'intensité de lumière incidente

QUESTIONS DE TYPE QCM

40. Spectrométrie d'absorption

- a) L'absorbance est une quantité additive
- b) L'absorbance décroît exponentiellement avec la concentration de la substance qui absorbe
- c) Si l'on diminue la longueur de la cuve d'un facteur deux, l'absorbance diminue aussi d'un facteur deux
- d) La spectrométrie d'absorption permet la détermination des constantes de stabilité
- e) L'énergie d'un photon UV est plus petite que celle d'un photon rouge

41. Luminescence

- a) L'absorption de lumière par une molécule provoque le passage d'un électron dans une orbitale antiliante
- b) La décroissance de l'intensité de luminescence suit une loi exponentielle décroissante
- c) Une analyse fluoroimmunologique utilise souvent un marqueur contenant un ion europium luminescent
- d) Le rendement quantique d'une substance augmente avec la température
- e) L'intensité de lumière émise est proportionnelle à $\log c$.

QUESTIONS DE TYPE QCM

Réponses

1.	-	-	c	d	e
2.	a	-	c	-	e
3.	-	b	c	d	-
4.	-	-	-	d	e
5.	-	-	c	-	e
6.	a	b	-	d	e
7.	a	b	c	-	e
8.	a	-	c	-	-
9.	a	-	-	d	-
10.	a	-	c	d	e
11.	-	b	c	-	-
12.	-	-	-	d	e
13.	-	b	c	-	-
14.	-	-	c	d	e
15.	a	-	c	-	e
16.	-	b	-	d	-
17.	a	b	-	d	-
18.	a	-	c	d	e
19.	-	-	c	d	e
20.	-	b	c	-	-
21.	-	b	c	d	e
22.	a	-	-	-	e
23.	a	-	c	d	e
24.	-	b	-	d	-
25.	-	b	c	d	-
26.	a	-	-	-	e
27.	a	b	-	d	-
28.	a	-	c	d	e
29.	-	-	c	d	-
30.	-	b	c	-	e
31.	a	-	c	d	-
32.	a	-	c	d	e
33.	a	-	c	d	-
34.	-	b	-	d	-
35.	a	-	c	-	e
36.	-	b	-	d	e
37.	a	-	c	d	-
38.	-	b	c	-	e
39.	-	b	-	d	-
40.	a	-	c	d	-
41.	a	b	c	-	-