

Chapitre 1 - LES ACIDES ET LES BASES

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur les acides et les bases, être capable de :	OUI	NON
Notions sur les acides et les bases – Calculs de pH		
Définir ce qu'est un acide ou une base - selon Brønsted et Lowry - selon Lewis		
Expliquer la différence entre un acide (base) fort et un acide (base) faible		
Classer les espèces par acidité (ou basicité) croissante en utilisant le pK_A ou le pK_B		
- Donner l'expression d'une constante d'acidité - Ecrire l'équation de la réaction correspondante		
Tracer le diagramme de prédominance d'une espèce acidobasique - au sens strict - au seuil des 10 %		
Utiliser ce diagramme pour donner un ordre de grandeur du rapport entre la concentration d'un acide et de sa base conjuguée à un pH donné		
Calculer une constante thermodynamique d'équilibre de réaction - en réécrivant l'expression pour faire apparaître les K_A - directement		
Expliquer le principe de la RP		
- Donner l'expression du pH d'une solution d'acide fort - Démontrer cette relation		
- Donner l'expression du pH d'une solution de base forte - Démontrer cette relation		
- Donner l'expression du pH d'une solution d'acide faible peu dissocié - Démontrer cette relation		
- Donner l'expression du pH d'une solution de base faible peu protonnée - Démontrer cette relation		
- Donner l'expression du pH d'une solution d'ampholyte - Démontrer cette relation		
- Donner l'expression du pH d'une solution acide faible / base faible conjuguée - Démontrer cette relation		
Calculer le pH d'un mélange quelconque - lorsque l'autoprotolyse est prépondérante - lorsque l'autoprotolyse n'est pas négligeable (2 RP simultanées) - avec 2 RP simultanées autres que l'autoprotolyse		

A l'issue du chapitre sur les acides et les bases, être capable de :	OUI	NON
Solutions tampons		
Ecrire la réaction imposant le pH d'une telle solution		
Définir le pouvoir tampon et donner son expression		
Donner l'expression du pH d'une telle solution		
Nommer les 3 façons de fabriquer une telle solution		
Faire les calculs correspondants - acide faible / base faible conjuguée - acide faible / base forte en défaut - base faible / acide fort en défaut		
Définir ce qu'est un pseudo-tampon		
Donner deux exemples de telles solutions en justifiant		
Dosages acido-basiques		
Ecrire les équations des réactions associées à un dosage et calculer leur constante thermodynamique d'équilibre		
Calculer les concentrations des espèces à doser - dans le cas du dosage d'une seule espèce - dans le cas du dosage de plusieurs espèces - dans le cas d'un dosage où l'espèce est dosée deux fois (diacide ou dibase)		
Calculer le pH lors d'un dosage - au début du dosage - à l'équivalence dans le cas acide fort / base forte - à l'équivalence dans le cas où l'un des deux est faible - aux équivalences dans le cas d'un dosage de plusieurs espèces - à la demi-équivalence dans le cas où l'un des deux est faible - à la 2 ^{ème} demi-équivalence dans le cas d'un dosage de plusieurs espèces - après l'équivalence		
Expliquer le principe de fonctionnement d'un indicateur coloré		
Justifier le choix d'un indicateur pour un dosage donné		
Choisir les électrodes nécessaires : - référence - mesure		

Chapitre 2 - LES SOLVANTS

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur les solvants, être capable de :	OUI	NON
Expliquer ce qu'est un solvant ionisant - origine du phénomène - mode d'action		
Expliquer le rôle solvatant : type de forces mises en jeu - Interaction coulombienne - Forces de Van der Waals (Debye, Keesom, et London) - Liaison hydrogène		
Expliquer ce qu'est un solvant dispersant - origine du phénomène - mode d'action		
Connaître les différentes étapes ayant lieu lors de la mise en solution - d'un composé ionique - d'un composé moléculaire		
Savoir si ces étapes sont endothermiques ou exothermiques et le justifier		
Savoir ce qu'est un solvant protogène		
Savoir ce qu'est un solvant aprotique		
Donner un exemple - de solvant polaire protique (ou protogène) - de solvant polaire aprotique - de solvant apolaire aprotique		

Chapitre 3 - CONDUCTIVITE DES ELECTROLYTES

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur la conductivité des électrolytes, être capable de :	OUI	NON
- Dessiner une cellule de conductimétrie - Donner l'expression de la constante de cellule en fonction de ses paramètres géométriques		
Définir - la résistance et donner son unité - la conductance et donner son unité - la résistivité et donner son unité - la conductivité et donner son unité		
Expliquer comment varie la mobilité d'un ion en fonction de - sa charge - sa taille (son rayon solvaté) - la viscosité du solvant - la température - la concentration ionique de la solution		
Expliquer pourquoi les ions H_3O^+ et OH^- ont une mobilité très supérieure à celle des autres ions		
Donner la loi de Kohlrausch - en fonction de la mobilité ionique - en fonction de la conductivité molaire ionique		
- Définir la conductivité molaire d'un électrolyte - Définir la conductivité molaire ionique - Définir la conductivité molaire ionique équivalente		
Expliquer pourquoi toutes ces grandeurs tendent vers une grandeur limite dans le cas des solutions infiniment diluées		

Chapitre 4 - EQUILIBRES EN SOLUTION

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur les équilibres en solution, être capable de :	OUI	NON
- Donner l'expression d'une constante thermodynamique d'équilibre - Connaître les facteurs dont dépend la valeur de cette constante		
Connaître la différence entre un quotient de réaction et une constante thermodynamique d'équilibre		
Prévoir comment va évoluer un système chimique connaissant sa composition initiale et les constantes thermodynamiques mises en jeu : - de manière qualitative - de manière quantitative		
Equilibres de complexation		
- Nommer un complexe connaissant sa formule - Ecrire la formule d'un complexe connaissant son nom - Donner la géométrie de ce complexe dans l'espace		
- Ecrire la réaction de formation globale d'un complexe - Donner l'expression de la constante thermodynamique associée		
- Ecrire les réactions de formation successives d'un complexe - Donner les expressions des constantes thermodynamiques associées - Etablir le lien entre ces constantes et la constante de formation globale		
- Etablir un diagramme de prédominance en fonction du pL - Utiliser un tel diagramme pour justifier l'existence ou non de certains complexes		
Equilibres de précipitation		
- Définir la notion de solubilité - Définir le produit de solubilité et écrire l'équation de la réaction associée		
- Donner et justifier la condition de précipitation d'un sel - Calculer si dans un mélange d'ions donnés il va y avoir précipitation		
- Prévoir quel ion va précipiter en premier dans le cas d'une compétition - Calculer si les précipitations vont être successives ou non		
Equilibres d'oxydoréduction		
Calculer le nombre d'oxydation d'un élément dans un édifice		
Définir les notions : oxydant, réducteur, oxydation, réduction		
Equilibrer une réaction redox : - en utilisant les demi-équations électroniques - directement en utilisant les nombres d'oxydation		

Chapitre 5 - OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur l'oxydoréduction en solution aqueuse, être capable de :	OUI	NON
Equilibrer une réaction redox : - en utilisant les demi-équations électroniques - directement en utilisant les nombres d'oxydation		
Définir ce qu'est un ampholyte redox et en donner un exemple		
Prévoir grâce au nombre d'oxydation si un composé est plutôt oxydant, réducteur ou ampholyte		
Définir ce qu'est une demi-pile (ou par abus de langage, une électrode)		
Expliquer ce qu'est : - une électrode de première espèce - une électrode de deuxième espèce - une électrode de troisième espèce et donner un exemple pour chacune.		
Exprimer la relation de Nernst relative à une demi-pile		
Etudier une pile : - déterminer la polarité, - déterminer le sens du courant, - déterminer le sens des électrons, - nommer les électrodes (anode ou cathode), - écrire les demi-équations se produisant à chacune d'elles, - donner la notation associée à cette pile (conventions), - définir et calculer la force électromotrice.		
Prévoir comment modifier les concentrations des espèces présentes dans les demi-piles pour augmenter ou diminuer la fém.		
Définir ce qu'est un potentiel standard en utilisant la notion de pile		
Calculer une constante thermodynamique d'équilibre liée à une réaction redox en utilisant la loi de Nernst.		
Faire le lien entre un système à l'équilibre et la fém de la pile correspondante.		

Chapitre 6 - SPECTROSCOPIE IR

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur la spectroscopie IR, être capable de :	OUI	NON
Donner l'expression liant la fréquence d'un rayonnement et l'énergie qui lui est associée.		
Relier entre elles les grandeurs suivantes et donner leurs unités : - fréquence - période - nombre d'onde - longueur d'onde.		
Ecrire l'énergie totale d'une molécule en fonction des différentes énergies qui la constituent.		
Savoir utiliser et convertir les énergies dans les différentes unités usuelles (J, cm^{-1} , $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, eV).		
Classer les trois énergies quantifiées (électronique, vibrationnelle et rotationnelle) et connaître leur ordre de grandeur.		
Savoir quel type d'information donne la spectroscopie infrarouge sur les molécules.		
Donner le lien entre absorbance, transmittance, intensité du rayon incident et intensité du rayon transmis.		
Définir ce qu'est un mode propre (ou normal) de vibration.		
Calculer le nombre de modes normaux de vibration : - dans le cas général - dans le cas d'une molécule linéaire.		
Dessiner certains modes propres dans des cas simples (élongation, déformation, symétrique ou non...).		
Donner le critère pour qu'une vibration soit active en IR.		
Calculer la masse réduite d'un système à deux corps.		
Donner la relation entre la fréquence de vibration d'une liaison, la masse réduite du système et la constante de force de la liaison : - en mécanique classique - en mécanique quantique.		
Donner l'énergie correspondante à ces fréquences de vibration.		
D'expliquer ce que veut dire : - règle de transition : $\Delta v = \pm 1$ - état fondamental - énergie du point zéro.		
Définir les termes : hypsochrome, bathochrome, hyperchrome, hypochrome.		
Expliquer pourquoi le nombre d'onde correspondant à la vibration d'une liaison peut varier selon l'environnement : - comment les liaisons hydrogènes influencent un spectre - comment la conjugaison modifie le nombre d'onde		
Retrouver sur un spectre les bandes caractéristiques des fonctions chimiques usuelles : - sans les tables : alcool, acide carboxylique, cétone, aldéhyde, amine, aromatiques, alcanes, alcènes, alcynes - avec les tables : toutes les autres.		

Chapitre 7 – QUANTIFICATION DE L'ENERGIE DES ELECTRONS DANS LES ATOMES

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur la quantification de l'énergie des électrons dans les atomes, être capable de :	OUI	NON
Décrire le modèle atomique de Bohr		
Expliquer ce qu'est la dualité onde-corpuscule Expliquer le principe d'Heisenberg (et ses conséquences)		
Expliquer ce qu'est une fonction d'onde Faire le lien entre cette fonction mathématique et une signification physique		
Savoir distinguer et donner la signification de la partie radiale et de la partie angulaire d'une fonction d'onde.		
Nommer les 4 nombres quantiques et décrire quelques une de leurs propriétés : n , l , m_l et m_s		
Savoir quels nombres quantiques sont nécessaires pour décrire une OA Donner le nombre d'OA dégénérées pour un niveau n donné Donner le nombre de spin-orbitales pour un niveau n donné Donner le nombre d'OA s, d'OA p, d'OA d et d'OA f		
Représenter les parties angulaires pour : l'OA s, les OA p, les OA d.		
Connaître l'interprétation en termes de densité de probabilité de présence électronique de ces représentations.		
Savoir commenter une représentation de la partie radiale d'une orbitale et connaître l'évolution de l'extension radiale d'une orbitale atomique avec le nombre quantique principal décrivant cette orbitale.		
Définir ce qu'est un plan nodal		
Enoncer les trois règles permettant d'établir une configuration électronique (d'un ion ou d'un atome dans l'état fondamental) : - Principe d'exclusion de Pauli - Règle de Klechkowsky - Règle de Hund		
Savoir retrouver l'ordre énergétique des OA découlant de la règle de Klechkowski		
Distinguer les électrons de cœur des électrons de valence		
Faire le lien entre la configuration électronique et la représentation de Lewis pour les atomes dans les cas simples.		
Expliquer les exceptions constatées pour certains éléments		

Chapitre 8 - MODELE QUANTIQUE DE LA LIAISON CHIMIQUE

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur le modèle quantique de la liaison chimique, être capable de :	OUI	NON
Définir une orbitale moléculaire		
Expliquer les bases de la méthode CLOA : - donner la signification de ce sigle - expliquer comment sont construites les OM - donner la formule (mathématique) générale d'une OM d'après cette méthode - définir l'intégrale de recouvrement et en expliquer le sens physique - donner la formule particulière des OM de H ₂ en utilisant cette méthode (savoir retrouver les coefficients) - prévoir combien d'OM vont être créées en fonction du nombre d'OA mises en jeu - expliquer pourquoi seules les OA de valence sont prises en compte		
Evaluer le recouvrement entre deux OA : - schématiser le recouvrement entre deux OA - prédire si un recouvrement sera positif, négatif ou nul		
Justifier si un recouvrement est possible entre deux OA - d'un point de vue énergétique - d'un point de vue symétrie		
- Dire quelles sont les OA qui donnent un recouvrement axial - Nommer et représenter les différentes OM ainsi obtenues - Faire apparaître les plans nodaux sur ces OM - Dire quelles sont les OA qui donnent un recouvrement latéral - Nommer et représenter les différentes OM ainsi obtenues		
Tracer un diagramme d'OM pour les molécules diatomiques formées d'atomes des 1 ^{ère} et 2 ^{ème} périodes : - placer les OA des atomes mis en jeu - placer et nommer les OM créées ($E_{\text{stabilisation}} < E_{\text{déstabilisation}}$) - différencier les OM liantes, antiliantes et non-liantes - faire le remplissage par énergie croissante en tenant compte de la règle de Hund		
- Expliquer ce qu'est un diagramme corrélé ou non (origine du phénomène et conséquences) - Donner des exemples de tels diagrammes - Justifier par le calcul, dans le cas de molécules hétéronucléaires, si un diagramme sera corrélé ou non		
Utiliser un diagramme d'OM : - écrire la configuration électronique d'une molécule - calculer son indice de liaison - déduire les propriétés magnétiques d'une molécule (diamagnétisme et paramagnétisme) - faire le lien avec une représentation de Lewis		
Expliquer des variations de longueurs de liaison, d'énergie de liaison ou de constante de force de liaison entre une molécule et ses ions en utilisant les diagrammes d'OM		
Expliquer l'évolution de l'énergie des OA de valence en fonction de l'électronégativité de l'atome impliqué		
Prévoir le « poids relatif » des OA dans les OM des molécules diatomiques hétéronucléaires		

Chapitre 9 - SPECTROSCOPIE UV-VISIBLE

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue du chapitre sur la spectroscopie UV-visible, être capable de :	OUI	NON
Donner les domaines de longueur d'onde des rayons UV, visibles et du proche IR		
Expliquer quel type d'énergie est modifiée par les rayons UV-visibles		
Expliquer pourquoi l'on observe un spectre de bandes et non pas un spectre de raies		
Enumérer les types de transitions observables Donner un exemple de molécule pour chacune Dire si une transition sera intense ou non		
Expliquer la notion de solvatochromie		
Donner la définition de certains termes : - chromophore - hypochrome, hyperchrome - bathochrome, hypsochrome		
Expliquer l'influence de la conjugaison sur l'absorption Dire quelle transition est modifiée par la conjugaison Dessiner l'évolution de l'énergie des OM mises en jeu pour des systèmes de plus en plus conjugués		
Décrire l'influence de plusieurs noyaux aromatiques accolés sur un spectre		
Expliquer le mode de fonctionnement d'un indicateur coloré		
Enoncer et utiliser la loi de Beer-Lambert		

Chapitre 10 - EQUILIBRES DE COMPLEXATION ET DE PRECIPITATION

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue de ce chapitre, être capable de :	OUI	NON

Chapitre 11 – THEORIE DU CHAMP CRISTALLIN

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue de ce chapitre, être capable de :	OUI	NON

Chapitre 12 – RETOUR SUR LE MODELE DE BOHR,

APPROXIMATION DE SLATER

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue de ce chapitre, être capable de :	OUI	NON

Chapitre 13 – LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue de ce chapitre, être capable de :	OUI	NON

Chapitre 14 – THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE, PREMIER PRINCIPE

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue de ce chapitre, être capable de :	OUI	NON

Chapitre 15 – THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE, SECOND PRINCIPE

Bilan de connaissances – Autoévaluation

A l'issue de ce chapitre, être capable de :	OUI	NON