

B T S Énergies - Fluides - Environnements

SCIENCES PHYSIQUES

CHIMIE

Connaissances	Niveaux d'exigence
<p>1 - Atomes et édifices atomiques</p> <p>Structure atomique de la matière : le noyau, les nucléons, les nombres Z et A ; les isotopes ; nombre d'Avogadro ; masses atomiques.</p> <p>Présentation simplifiée de la classification périodique.</p> <p>Analogies et évolution des propriétés dans deux familles d'éléments (halogènes et alcalins).</p> <p>Existence des éléments de transition.</p>	<p>Connaître la structure du noyau d'un atome.</p> <p>Savoir interpréter la lecture d'un nucléide.</p> <p>Savoir écrire la structure électronique des atomes.</p> <p>Connaître la signification de la mole, unité de quantité de matière.</p> <p>Savoir lire les informations données par la classification périodique :</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ structure électronique périphérique, propriétés chimiques, ionisation ▪ masse molaire de l'élément.
<p>2 - Données expérimentales sur les molécules diatomiques homonucléaires et hétéronucléaires en phase gazeuse et sur quelques molécules simples de la chimie organique.</p> <p>Géométrie.</p> <p>Preuves expérimentales de l'existence de forces intermoléculaires (liaison hydrogène, forces de Van der Waals).</p>	<p>Savoir définir la liaison de covalence : mise en commun d'un doublet d'électrons entre deux atomes.</p> <p>Savoir que cette liaison existe dans les molécules suivantes :</p> <p style="text-align: center;">H_2 ; N_2 ; NH_3 ; CH_4 ; CO_2 ; Cl_2</p> <p>Forme des molécules : H_2O, NH_3, CH_4, CO_2</p> <p>La molécule d'eau.</p> <p>Importance de la liaison hydrogène dans l'eau ; conséquences sur les propriétés physiques de ce corps : température et enthalpie de changement d'état, variation anormale du volume lors de la fusion.</p>
<p>3 - Différents modèles de cristaux : moléculaires, ioniques, covalents, métalliques.</p>	<p>Savoir décrire la liaison métallique : empilement d'ions positifs baignant dans un « nuage électronique » et en déduire sommairement les propriétés physiques et chimiques des métaux.</p>

<p>4 - Représentation de la liaison chimique : description de différents modèles dans les cas limites : liaison covalente simple localisée, liaison ionique dans les cristaux, liaisons covalentes multiples, liaison dans les métaux, dans les macromolécules organiques.</p>	<p>Savoir que les cristaux ioniques sont constitués d'un empilement d'ions positifs et négatifs tel que l'ensemble soit neutre du point de vue électrique ; savoir écrire les formules stœchiométriques de NaCl, CaCl₂, CaO .</p> <p>Savoir que CO₂ est un cristal covalent.</p>
<p>5 - L'équilibre chimique : paramètres indépendants, règle des phases, variance. Loi « d'action de masse ». Étude qualitative du déplacement de l'équilibre chimique.</p>	<p>Savoir qu'un grand nombre de réactions chimiques sont limitées par la réaction inverse : elles sont le siège d'un équilibre chimique. Savoir que, lorsqu'un équilibre chimique est atteint, il peut être « déplacé » par action de la température, de la pression (pour les gaz), de la concentration de l'un des constituants. La loi « d'action de masse » est donnée, mais les exercices d'application se feront lors de l'étude des acides et du K_s .</p>
<p>6 - Solutions aqueuses électrolytiques : 6 - 1 - Unités de concentration employées pour caractériser les solutions. Electrolytes. Solvation. Définition du pK_A . Exemples. pH des solutions aqueuses. Dosage acido-basique.</p>	<p>Savoir définir la concentration molaire d'un soluté en mol.L⁻¹ . Savoir que, dans un électrolyte, les ions sont solvatés. Savoir distinguer le rôle de l'eau sur un acide comme HCl ou un acide carboxylique et sur un composé ionique comme NaOH, NaCl ou NH₄Cl . Savoir définir : pH d'une solution aqueuse, acide, acide fort, acide faible, base, pK_A d'un acide faible, couple acide / base. Savoir calculer le pH d'une solution d'acide fort ou de base forte lorsque la concentration est connue. Savoir, connaissant le pH d'une solution aqueuse, déterminer les espèces prépondérantes présentes dans la solution. Savoir exécuter un dosage acide fort / base forte, acide faible / base forte et acide fort / base faible.</p>
<p>6 - 2 - Réactions d'oxydo-réduction. Potentiels d'oxydo-réduction. Classification des couples rédox : établissement, signification, applications, Potentiel d'électrode. Application à la corrosion électrochimique des métaux.</p>	<p>Savoir définir : une réaction d'oxydation, de réduction ; un oxydant, un réducteur ; un couple rédox, sa forme oxydée, sa forme réduite. Savoir écrire : une demi-équation électronique mettant en jeu un couple rédox, une équation complète mettant en jeu deux couples rédox.. Savoir définir un potentiel d'oxydo-réduction et savoir le calculer lorsque les conditions ne sont pas standards (Loi de Nernst) à partir du potentiel standard donné par les tables. Savoir reconnaître et calculer l'influence du pH sur la valeur du potentiel rédox. Applications : oxydation et réduction de l'eau (diagramme potentiel-pH), réduction de KMnO₄ en milieu aqueux. Savoir comparer les potentiels d'oxydo-réduction de plusieurs couples mis en présence ; savoir déterminer l'espèce chimique qui s'oxyde et celle qui se réduit quand plusieurs espèces chimiques sont en présence ; savoir écrire l'équation-bilan de la réaction. Savoir réaliser une pile électrochimique : déterminer l'électrode positive (cathode : où a lieu la réaction de réduction), l'électrode négative (anode : où a lieu la réaction d'oxydation), le sens de circulation des électrons, le sens conventionnel du courant. Savoir reconnaître si un procédé employé peut permettre de lutter contre la corrosion électrochimique des métaux.</p>

<p>7 - L'eau : Structure de la molécule d'eau : ses trois états physiques, propriétés. Analyse des eaux naturelles et industrielles, mesures des teneurs alcalimétrique, acidimétrique, en CO₂, en salinité, résistivité, pH, hydrotimétrie, dureté d'une eau. Interprétation quantitative d'une feuille d'analyse d'une eau Traitement de base physiques et chimiques des eaux : déminéralisation, adoucissement, dégazage, action sur les divers teneurs par les polyphosphates et silicates, les agents anti-bactériens.</p>	<p>Connaître les différentes façons d'exprimer les teneurs en solutés de l'eau : g.L⁻¹ ; mol.L⁻¹ ; meq.L⁻¹ ; °f (degré français). Savoir passer d'une unité à une autre. Savoir définir et mesurer : le pH, la teneur alcalimétrique (T.A. et T.A.C.), la dureté de l'eau (taux hydrotimétrique ou T.H.). Savoir l'importance de la distinction entre dureté permanente, dureté temporaire et dureté totale.</p> <p>Connaître la technique des résines échangeuses d'ions et savoir la différence entre une eau adoucie et une eau déminéralisée.</p>
<p>8 - L'ammoniac : Structure de la molécule. Propriétés physiques et chimiques. Dérivés d'applications industrielles.</p>	<p>Revoir en 2 - la structure de la molécule d'ammoniac. Les propriétés physiques sont à étudier en liaison avec le cours de physique sur les gaz. Lecture attentive des propriétés physiologiques, mise en évidence du danger de manipulation du gaz. Étude des propriétés chimiques. Mise en évidence du caractère complexant en étudiant, par exemple, l'action sur le cuivre.</p>

PHYSIQUE GÉNÉRALE

I - Thermodynamique

<p>I - 1 États de la matière : Cas particulier des fluides. Masse volumique, densité, pression. Définitions, propriétés, mesures.</p>	<p>Savoir définir les grandeurs masse volumique ρ, densité d et pression p et les exprimer dans les unités du S.I. et les unités usuelles.</p>
<p>I - 2 Température : Échelle légale de température ; température absolue et repérage des températures. Dilatation des solides et des liquides : étude expérimentale, binôme et coefficients de dilatation.</p>	<p>Connaître les échelles Celsius, Kelvin et Fahrenheit. Savoir exprimer une température dans ces différentes échelles.</p> <p>Connaître l'expression des dilatations linéiques, surfaciques et volumiques des solides. Savoir calculer une longueur à θ °C connaissant la longueur à 0 °C . Importance des dilatations. Savoir distinguer la dilatation absolue des liquides de la dilatation apparente. Connaître la relation entre ces coefficients de dilatation.</p>
<p>I - 3 Définitions de l'état thermodynamique d'un système ; variables d'état ; paramètres extensifs et intensifs (p, T, concentration). Équation d'état d'un fluide. Aperçus sur l'interprétation moléculaire de la pression et de la température : le modèle du gaz parfait.</p>	<p>Savoir reconnaître les variables d'état (p, T, V, énergie interne, enthalpie et entropie) qui caractérisent l'état d'un système, des variables W et Q. Distinguer les paramètres extensifs, qui dépendent de la quantité de matière (V, U, H, S) des paramètres intensifs qui n'en dépendent pas (p, T).</p> <p>Connaître l'équation d'état du gaz parfait $p V = n R T = m r T$. Connaître la signification de la température absolue, pour un gaz parfait, ainsi que celle de la pression.</p>
<p>I - 4 Les principes et les fonctions d'état thermodynamiques. I - 4 - 1 Premier principe ou principe de la conservation de l'énergie : énoncé, travail des forces extérieures, énergie interne. Enthalpie. Diagramme enthalpique.</p>	<p>Connaître la définition de la variation d'énergie interne d'un système : $\Delta U = W + Q$ et sa forme différentielle $dU = \delta W + \delta Q$. Savoir la définition du travail élémentaire échangé contre les forces de pression : $\delta W = - p dV$. Savoir calculer le travail échangé lors d'une transformation (réversible) isotherme, adiabatique, isochore et isobare. Cas particulier d'une transformation polytropique. Savoir calculer la valeur du coefficient polytropique k pour une transformation, connaissant les caractéristiques de l'état initial et de l'état final lors d'une telle transformation. Connaître les expressions de la chaleur élémentaire échangée au cours d'une transformation sans changement d'état : $\delta Q = m c_v dT + \ell dV = m c_p dT + m h dp$ Cas particulier des gaz parfaits : $\ell = p$ et $m h = - V$</p>

	<p>Savoir calculer les échanges de chaleur au cours de transformations réversibles.</p> <p>Cas particulier des échanges de chaleur pour les solides et les liquides : $\delta Q = m c dT$.</p> <p>Connaître, si la transformation du gaz parfait est adiabatique et réversible, l'expression : $p V^\gamma = \text{constante}$.</p> <p>Savoir, à partir de cette dernière relation, établir celles entre p et T et T et V pour une adiabatique réversible des gaz parfaits.</p> <p>Connaître la définition de la variation d'enthalpie d'un système $\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$ et sa forme différentielle $dH = dU + p dV + V dp$</p> <p>Savoir calculer les variations d'enthalpie pour une transformation.</p> <p>Savoir démontrer que, pour un compresseur dont le travail de compression est adiabatique, la variation d'enthalpie correspond au travail d'un cycle du compresseur (travail de transvasement).</p> <p>Savoir utiliser le diagramme enthalpique.</p> <p>Savoir faire la différence entre les grandes fonctions d'état (qui ne dépendent que de l'état initial et final du système) comme ΔU et ΔH et les grandeurs qui ne sont pas fonctions d'état (qui dépendent de la façon dont la transformation se fait) comme W et Q. Comprendre la nécessité de la fonction d'état.</p>
<p>I - 4 - 2 Second principe de la thermodynamique ou principe d'évolution. Entropie.</p> <p>Applications aux compresseurs. Exemples simples de phénomènes irréversibles.</p> <p>Diagramme entropique.</p>	<p>Savoir définir la variation élémentaire d'entropie lors d'une transformation d'un système.</p> <p>Savoir calculer les variations d'entropie pour des transformations d'un système à l'état solide, liquide ou gaz. Dans ce dernier cas, savoir calculer ces variations d'entropie lors d'une transformation, avec les variables V et T, avec les variables p et T.</p> <p>Savoir que pour une transformation isotherme, la chaleur échangée est égale à $T \Delta S$.</p> <p>Savoir que, pour des transformations irréversibles, seules les variations de grandeurs d'état peuvent être calculées.</p> <p>Savoir utiliser un diagramme entropique.</p>
<p>I - 5 Équilibres sous plusieurs phases et changement d'état d'un corps pur.</p> <p>Étude approfondie de l'équilibre liquide-vapeur.</p> <p>Point critique, point triple.</p> <p>Variation d'enthalpie au cours de changements d'état ; relation de Clapeyron.</p>	<p>Savoir définir les changements d'état des corps purs : fusion, solidification, vaporisation, liquéfaction, sublimation, condensation.</p> <p>Connaître les conditions dans lesquelles ces changements d'état se font.</p> <p>Si la pression est constante, alors, la température est constante (application de la règle des phases) et la chaleur échangée est égale à la variation d'enthalpie (fonction d'état).</p> <p>Connaître la relation de Clapeyron et savoir l'utiliser pour calculer les couples (p, T) de changements d'état d'un corps pur :</p> <ul style="list-style-type: none"> - cas où une des phases est condensée (on néglige le volume massique de la phase condensée devant celui de la phase vapeur et on applique à la phase vapeur la relation $p V = m r T$) - cas où les deux phases sont condensées (on peut négliger l'effet des variations de pression sur les volumes et la courbe $p = f(T)$ est une droite dont on peut aisément calculer la pente). <p>Savoir résoudre des problèmes faisant intervenir les changements d'état des corps purs.</p>

<p>I - 6 Mélanges binaires ou à deux constituants</p> <p>Liquide-vapeur : azéotropie et azéotropes.</p> <p>Solide-liquide : mélanges et solutions eutectiques , lois de Raoult. Applications aux saumures et mélanges réfrigérants.</p> <p>Dissolution des gaz dans un liquide. Loi de Henry.</p>	<p>Savoir définir ce qu'est un mélange azéotrope et non azéotrope (zéotrope).</p> <p>Connaître les propriétés physiques de ces mélanges :</p> <ul style="list-style-type: none"> - azéotropes : point d'ébullition constant pour une composition donnée à une pression donnée. Si on change la pression, ce mélange ne se conduit plus comme un azéotrope. - zéotrope : savoir que la température d'ébullition varie au cours de l'ébullition. L'écart de température $\Delta\theta$ est appelé « température de glissement ». <p>Savoir ce qu'est un mélange eutectique. Rôle dans les saumures réfrigérantes.</p> <p>Savoir lire un diagramme de phase et y déterminer la composition d'un mélange eau / sel pour obtenir une température de fluide déterminée inférieure à 0°C .</p> <p>Connaître la loi de Henry : $p_1 = k \cdot n_1 / (n_1 + n_2)$ avec k, coefficient de Henry, obtenu expérimentalement et n la quantité de matière.</p>
--	---

II - PHYSIQUE DES VIBRATIONS - ACOUSTIQUE

Cette partie est destinée à apporter des informations de Sciences Physiques destinées à comprendre le cours de « S-7-2 Etude des bâtiments » traitée en technologie. Il ne sera pas posé de problèmes sur cette partie à l'examen.

Connaissances	Niveaux d'exigence
<p>II - 1 Le son : définition, propagation, célérité. Loi de Laplace. Transmission par les solides, les gaz.</p> <p>Qualités physiologiques des sons ; sensibilité de l'oreille.</p> <p>Unités : décibel et phone. Niveau d'intensité linéaire et pondérée.</p>	<p>Savoir que le son est une modification de la pression de l'air et qu'il se propage comme une onde mécanique. Savoir définir : longueur d'onde, période, fréquence, célérité et connaître les relations entre ces grandeurs. Connaître la loi de Laplace (sans démonstration).</p> <p>Connaître les qualités physiologiques des sons et leur équivalence avec les grandeurs physiques :</p> <ul style="list-style-type: none"> - hauteur \longleftrightarrow fréquence - intensité \longleftrightarrow en relation avec l'énergie transportée et l'amplitude de l'onde - timbre <p>Sensibilité de l'oreille : loi de Fechner Savoir déterminer l'intensité d'un son en décibel et en phone (à partir du seuil d'intensité sonore) Pression acoustique.</p>
<p>II - 2 Propriétés acoustiques des matériaux : transmission et réflexion par une surface plane d'un signal acoustique, de l'énergie transportée.</p>	<p>Connaître la signification des termes, dans la relation donnant le niveau de pression acoustique en un point P de l'espace, placé à une distance d de la source :</p> $N_p = N_w + 10 \log (q / 4 \pi d^2 + 4 / A)$ <p>où N_w est le niveau de puissance de la source et A la surface équivalente des parois en mètre carré Sabine.</p>

III - PHYSIQUE ET ÉLECTRONIQUE APPLIQUÉES A L'ÉLECTROTECHNIQUE

Connaissances	Niveaux d'exigence
<p>III - 1 Lois générales III - 1 - 1 Lois des circuits électriques.</p> <p>Caractéristiques des composants usuels. Diodes, semi-conducteurs. Régimes périodiques, valeurs moyennes, valeurs efficaces. Mesures.</p>	<p>Savoir résoudre un circuit simple en utilisant la loi des nœuds, des mailles. Savoir utiliser un pont diviseur de tension, de courant. Connaître et savoir utiliser le théorème de Millman. Connaître le modèle équivalent de la diode parfaite. Se limiter à l'étude de la diode au silicium et de la diode Zener. Savoir définir un régime périodique : période, fréquence. savoir définir et calculer une valeur efficace. Connaître la relation : $I^2 = 1 / T \int i^2 dt$ Savoir mesurer une valeur moyenne et une valeur efficace.</p>
<p>III - 1 - 2 Alimentations d'installations industrielles :</p> <ul style="list-style-type: none"> - alimentation sinusoïdale monophasée, - alimentation triphasée. <p>Puissances. Facteur de puissance.</p>	<p>Connaître le déphasage et savoir l'exprimer dans les cas des dipôles résistif, inductif et capacitif. Savoir résoudre un circuit simple en utilisant la notation complexe.</p> <p>Savoir définir les montages étoile et triangle. Pour chaque montage, définir les tensions simples et composées, les courants en ligne et dans les récepteurs. Connaître les relations entre ces différentes grandeurs. (On limitera l'étude du triphasé à l'étude de circuits équilibrés.) Connaître les définitions des puissances active P, réactive Q et apparente S. Définir le facteur de puissance. Savoir relever un facteur de puissance en monophasé et en triphasé.</p>
<p>III - 1 - 3 Étude des régimes transitoires : établissement du courant dans une bobine.</p>	<p>On se limitera, dans cette partie, à l'étude du courant dans une bobine pour préparer l'étude du hacheur. La charge d'un condensateur à courant constant pourra être étudié en exercice pour mettre en évidence la dualité.</p>
<p>III - 2 Machines électriques. III - 2 - 1 Transformateurs monophasé et triphasé. Modèle du transformateur parfait.</p>	<p>Savoir lire une plaque signalétique. Savoir calculer un rendement à partir des résultats des essais à vide et en court-circuit. On limitera l'étude théorique au schéma équivalent du transformateur parfait. Le diagramme de Kapp est hors-programme.</p>

<p>III - 2 - 2 Machines tournantes. Machine asynchrone monophasée et triphasée : vitesse de synchronisme, glissement, rendement. Fonctionnement, caractéristiques, démarrage. Machine à courant continu : principes de fonctionnement et de commande.</p>	<p>Déterminer les conditions de couplage. Savoir faire un bilan de puissances. Expliquer le principe du moteur asynchrone monophasé. Savoir déterminer un point de fonctionnement. Connaître les différents modes de démarrage. On se limitera à l'étude du moteur à excitation indépendante constante et du moteur série. Savoir établir le schéma équivalent. Connaître les expressions $E = k \Phi \Omega$ et $T = k \Phi I$. Savoir déterminer le point de fonctionnement d'un groupe.</p>
<p>III - 3 Électronique III - 3 - 1 Fonction amplification : addition, soustraction, intégration, dérivation. Comparaison des grandeurs électriques, amplificateur différentiel. Principe des capteurs physiques cas des capteurs de température.</p>	<p>Connaître les deux régimes de fonctionnement d'un amplificateur opérationnel : régime linéaire, régime de saturation. Pour chaque montage, on se limitera à l'étude en régime linéaire et on cherchera la fonction de transfert. Citer des exemples de capteurs.</p>
<p>III - 3 - 2 Fonction conversion : Étude des différents convertisseurs : - hacheur - onduleur, gradateur - redressement commandé</p>	<p>Cette partie ne pourra faire l'objet d'un exercice indépendant lors de l'examen. On envisagera l'étude d'un ensemble machine-convertisseur. On se limitera à l'étude du hacheur série. Savoir déterminer U_{moy} aux bornes de la charge (R, R + L, R + L + E) Connaître le principe de l'onduleur autonome. Savoir établir les oscillogrammes dans le cas d'un onduleur à deux transistors avec débit sur une charge résistive. On se limitera au redressement monophasé dans les cas suivants : redressement mono-alternance, redressement bialternance (transformateur à point milieu, pont de Graëtz), redressement commandé par pont mixte.</p>
<p>III - 3 - 3 Fonction régulation : par tout ou rien, proportionnelle à la grandeur commandée, à son intégrale, à sa dérivée.</p>	<p>Sur des exemples pratiques, mettre en évidence la régulation. (Les exemples seront proches de la partie professionnelle et ne feront pas l'objet de questions à l'examen.)</p>